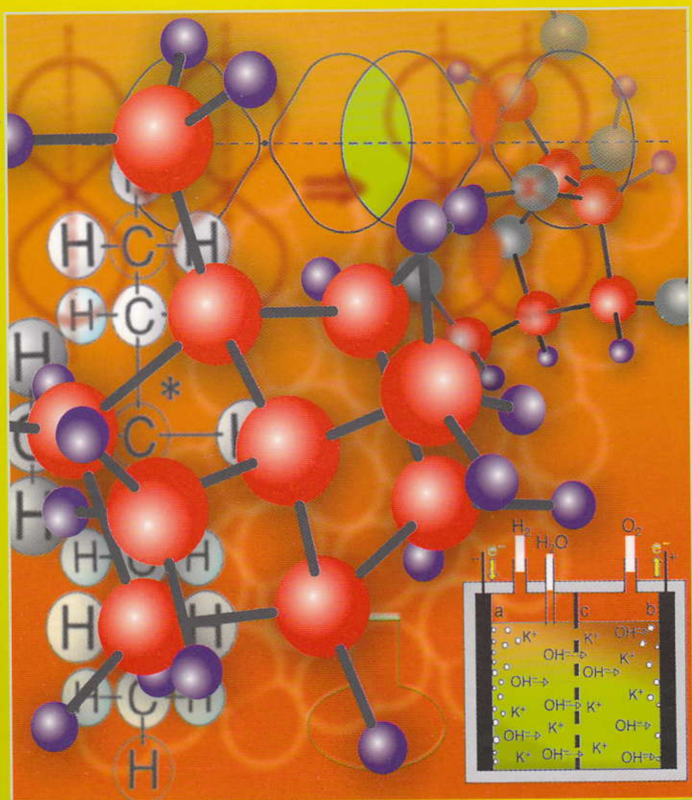
PAUL MEYER

CHEMIJOS ŽINYNAS



Įžanga

Mokslo pagrindai — tai svarbiausios žinios. Juos galima palyginti su jaukiu nameliu, kurį galima išplėsti, įrengti rūsį ir pastatyti naują aukštą, iš namo neišsikrausčius. Prieš Jus gulinti knyga nelabai didelė, bet joje pateikiamas žinias galėsite lengvai papildyti. Čia rasite viską, ko reikia mokyklai.

Ši knyga yra naudinga tokiais atvejais:
— siekiant *kuo greičiau* įgyti gerus chemijos žinių pagrindus;
— kai baigiamosios klasės mokinys, studentas ar dirbantysis nori patobulinti savo žinias;
— kai ankstesniais metais įgytas chemijos žinias vėl reikia prisiminti studijuojant arba įgyjant profesiją;
— norint greitai užpildyti chemijos pagrindų spragas;
— kai jaučiama, jog trūksta mokyklinių žinių;
— kai staiga prireikia informacijos iš chemijos srities, tačiau pirkti brangią specialiąją literatūrą nėra galimybių.

Bent šiek tiek chemiją išmanančiam skaitytojui pirmiausia būtų naudinga pavartyti paskutiniuosius knygos lapus ir „pasivaikščioti“ po spalvingą medžiagų pasaulį kaip po zoologijos sodą. Tačiau jis ne viską iš karto supras, nors čia pat galima įtikti visiems, norintiems geriau susipažinti su bendraisiais chemijos dėsniais ir specialiąja chemijos kalba, suformuoti reikiamus vaizdinius.
Sužadinti tam norą gali bandymai, atliekami būreliuose pagal užduotis. Taip net daugelio anksčiau nemėgta chemija taps visiškai nesunkiu, maloniu dalyku.

1 Chemija ir jos reikšmė

Regimasis pasaulis susideda iš daugybės medžiagų. Kiekviena medžiaga turi tam tikras savybes. Be to, galima kalbėti apie įvairias šių medžiagų *būsenas*: šalta — šilta, nešvytinti — švytinti, kietoji — skystoji — dujinė, spūdi — tąsi, judri — nejudri, įmagnetinta — neįmagnetinta ir t. t. Medžiagos išlieka nepakitusios. Tokias būsenas ir jų kitimo procesus tiria *fizika*. Tačiau kur kas dažniau gali įvykti įvairūs medžiagų *virsmai*, kurių metu susidaro kitokias savybes turinčios medžiagos. Chemija yra mokslas apie tai, kaip vienos medžiagos virsta kitomis.

Pavyzdžiai:

— Geležis, būdama vandenyje ir ore, virsta raudonai rudomis, trapiomis rūdimis;
— kristaliniai mineralai — putnagas (dar vadinamas lauko špatu) ir žėrutis (granito sudedamosios dalys) dūlėdami virsta moliu, kuris gali prisijungti vandenį ir tapti plastiškas;
— baltymai pūva, dėl to tuo pat metu susidaro anglies dioksido ir metano dujos (bekvapės), amoniakas (aštraus kvapo) ir vandenilio sulfidas (labai dvokiantis ir nuodingas);
— mediena (pagrindinės sudedamosios dalys — celiuliozė ir ligninas) ore sudega iki anglies dioksido ir vandens garų;
— iš anglies dioksido ir vandens augaluose susidaro cukrus bei deguonis;
— mielių grybeliuose cukrus virsta alkoholiu ir anglies dioksidu.

Gyvosios ląstelės yra miniatiūriniai chemijos fabrikai, kuriuose vienos šalia kitų tam tikra tvarka susidaro ir vėl virsta kitomis tūkstančiai medžiagų.
Nuo seno žmogus versdavo vienas medžiagas kitomis. Jau priešistoriniais laikais iš rūdų buvo gaunama geležis, varis ir cinkas. Moderniu gamtos mokslu chemija pirmą kartą tapo tik nuo XVIII amžiaus antrosios pusės. Šiandien cheminiu būdu yra gaunama be galo daug naudingų medžiagų, kurių didžioji dalis gamtoje neaptinkamos.

Pavyzdžiai:

— metalai, kaip antai: cinkas, chromas, aliuminis, titanas, puslaidininkis silicis;
— beveik visi dažikliai;
— dauguma gydomųjų medžiagų ir augalų apsaugos priemonių;
— sudedamosios mineralinių trąšų dalys;
— plastikai kaip polietilenas, polistirenas, perlonas, organinis stiklas;
— skalbikliai ir skalavimo priemonės;
— sprogstamosios medžiagos.

Taigi chemijos pramonė tarp ūkio šakų pirmauja.

Visos medžiagos su kitomis yra susijusios *energijos* virsmais.

Pavyzdžiai:

— degant anglims, gamtinėms dujoms arba naftos sudedamosioms dalims iki anglies dioksido ir vandens, šiose medžiagose esanti cheminė energija (↗ 3.6) išsiskiria šilumos pavidalu. Ši šiluma gali būti tiesiogiai naudojama šildyti arba paverčiama darbu, kuris varo automobilius arba elektros srovės generatorius;
— gaunant aliuminį yra sunaudojama labai daug elektros energijos;
— galvaniniuose elementuose („baterijose") vykstant cheminiams procesams, jų energija savaime virsta elektros energija. Atliekant priešingus procesus energiją galima sukaupti cheminės energijos pavidalu (akumuliatoriuose).

Cheminiai procesai yra dėsningi. Tai nagrinėja ir taiko chemijos mokslas. Todėl be šio mokslo neįmanoma ne tik suprasti medžiagų pasaulio, bet ir jo valdyti. Chemija jau seniai yra pagalbinis mokslas, be kurio negalima įsivaizduoti fizikos, geologijos, kalnakasybos, metalurgijos, biologijos, medicinos, žemės ūkio, sodininkystės, maisto produktų teorijos ir maisto pramonės, aplinkos apsaugos, bet kurios technikos srities.

2 Pagrindiniai teiginiai ir sąvokos

2.1 Mišiniai

Mišiniai yra iš skirtingų medžiagų sudarytos substancijos.

2.1.1 Heterogeniniai mišiniai

Heterogeniniais (įvairialyčiais) mišiniais laikomos substancijos, kurias apžiūrint plika akimi arba pro mikroskopą matomos jų sudedamosios dalys. Tokius mišinius gali sudaryti visų trijų agregatinių būsenų medžiagos.

Pavyzdžiai:

Būsena	Kietoji	Skystoji	Dujinė
Kietoji	Granitas, moliu užteršta akmens druska	Suodžių dalelės vandenyje (tušas), vanduo akytame akmenyje	Dūmai, putplastis
Skystoji	Suodžių dalelės vandenyje (tušas), vanduo akytame akmenyje	Aliejaus lašeliai vandenyje	Rūkas, alaus puta

Sudedamosios heterogeninių mišinių dalys gali būti paeiliui lengvai viena nuo kitos atskirtos. Tinka šie atskyrimo metodai: atskyrimas rankomis, ištirpinimas – ekstrahavimas (pavyzdžiui, druskai išskirti iš molio ir druskos mišinio, veikiant jį vandeniu; taikoma druskų kalnakasyboje), skystųjų mišinių centrifugavimas (daug didesnis skirtingo tankio komponentų atskyrimo laipsnis pasiekiamas veikiant išcentrinei jėgai, pavyzdžiui, išskiriant sviestą iš pieno), filtravimas per filtrą, kuris sulaiko kietųjų medžiagų daleles.

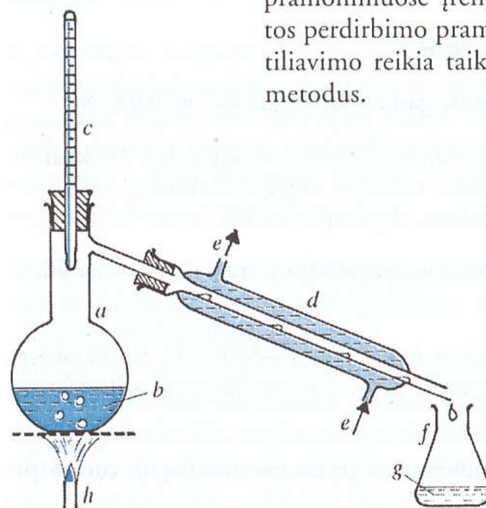
2.1.2 Homogeniniai mišiniai

Homogeniniai (vienalyčiai) mišiniai yra substancijos, kurios, net labiausiai padidinus mikroskopu, atrodo vienalytės, nors visgi yra sudėtinės.

Kietieji homogeniniai mišiniai, sudaryti iš kietųjų medžiagų, yra, pavyzdžiui: žalvaris (sudarytas iš vario ir cinko), įprastas auksas (sudarytas iš aukso ir trupučio vario). Homogeninių mišinių komponentų atskirti paprastu būdu neįmanoma.

Skystieji homogeniniai mišiniai, sudaryti iš skysčių, yra, pavyzdžiui, vandens ir alkoholio mišinys, taip pat nevalyta nafta, sudaryta iš daugybės skystų komponentų. Juos atskiriant visų pirma *distiliuojama.* Šis atskyrimo būdas yra taikomas tada, kai gerokai skiriasi mišinį sudarančių skysčių virimo temperatūra.

Distiliuojama dažniausiai taip: mišinys šildomas distiliavimo inde (pavyzdžiui, stiklinėje apvaliadugnėje kolboje arba metaliniame katile). Vos tik yra pasiekiama temperatūra, kurioje verda žemiausią virimo temperatūrą turintis komponentas, mišinys pradeda garuoti. Nors distiliavimo indas nuolat šildomas, temperatūra jame išlieka pastovi, nes suteikiama šiluma yra reikalinga garavimo procesui. Garai atvėsinami šaldytuve, kur jie kondensuojasi. Kondensatas yra surenkamas rezervuare, kolboje. Kai žemiausią virimo temperatūrą turintis komponentas visiškai išgaruoja, temperatūra distiliavimo inde pakyla iki kito, aukštesnę virimo temperatūrą turinčio, mišinio komponento virimo temperatūros, ir jis pradeda garuoti. Tuo metu šis skystis surenkamas naujoje kolboje ir t. t. Žinoma, dažniausiai šiuo paprastu būdu mišinių komponentai atskiriami patenkinamai, ir tai tik daug kartų garinant ir kondensuojant. Tai daroma automatiškai dirbančiuose laboratoriniuose aparatuose arba pramoniniuose įrenginiuose, pavyzdžiui, naftos perdirbimo pramonėje. Dažniausiai be distiliavimo reikia taikyti papildomus atskyrimo metodus.



2.1.2-1 pav.
Paprasčiausias distiliavimo aparatas:
a — distiliavimo kolba;
b — skystasis mišinys;
c — termometras;
d — šaldytuvas;
e — šaltas vanduo;
f — surinkimo kolba;
g — kondensatas (distiliatas);
h — degiklis

Dujiniai homogeniniai mišiniai sudaryti iš dujų. Svarbiausias pavyzdys yra oras. Sausas oras susideda iš maždaug 78 % (tūrio) azoto, 21 % deguonies, 0,9 % argono, 0,03 % anglies dioksido ir mažų kiekių daugelio kitų dujų. Šios dujos atskiriamos distiliuojant suskystintą orą, jį atšaldžius iki –196 °C (azoto kondensacijos ir virimo temperatūra).

Tirpalai yra ypatingi skystieji homogeniniai mišiniai: skystame *tirpiklyje* tolygiai pasiskirsto kietoji, skystoji arba dujinė medžiaga, be to, tam tikras tirpiklio kiekis gali ištirpinti tik tam tikrą didžiausią tirpinamos medžiagos kiekį. Ištirpusios kietosios būsenos medžiagos arba dujos būna tokios pat agregatinės būsenos kaip tirpiklis. Didžiausias medžiagos kiekis (gramais), galintis ištirpti 100 g tam tikro tirpiklio, rodo šios medžiagos *tirpumą*. Jis daugiau ar mažiau priklauso nuo temperatūros. Taigi valgomosios druskos tirpumas esant 20 °C temperatūrai yra 36 g valgomosios druskos 100 g vandens. Tirpalas, kuriame ištirpusios medžiagos kiekis yra didžiausias, vadinamas *sočiuoju*. Tirpalas, kuriame tirpiklis yra vanduo, vadinamas *vandeniniu* tirpalu. Iš kietosios medžiagos tirpalo išgarinus tirpiklį, lieka tik ta kietosios būsenos medžiaga. Ištirpusias dujas galima išskirti iš gerokai pašildyto tirpalo.

2.2 Grynosios medžiagos

Visiškai suskaidžius mišinius, gaunamos grynosios medžiagos.

Pavyzdžiai. Granito, kaip mišinio, sudedamosios dalys yra kvarcas, žėrutis, putnagas, distiliuotas vanduo, anglies dioksidas, valgomoji druska, deimantas, gyvsidabris, deguonis, azotas.

Grynosios medžiagos atskiriamos pagal tam tikrais skaičiais išreiškiamas žinomas savybes.

Pavyzdys. Grynas gyvsidabris lydosi esant –38,87 °C temperatūrai, verda esant +356,58 °C temperatūrai, o jo tankis esant +20 °C temperatūrai yra 13,55 g/cm^3.

Mišiniai, kitaip nei juos sudarančios grynosios medžiagos, turi tarpinių savybių.

Pavyzdys. Valgomosios druskos tirpalas priklausomai nuo valgomosios druskos koncentracijos jame sustingsta tam tikroje temperatūroje, tarp 0 °C (gryno vandens stingimo temperatūra) ir –21,2 °C (sočiojo tirpalo stingimo temperatūra).

Cheminiai junginiai yra grynosios medžiagos, kurias chemiškai skaidant (Analizė, ↗ 2.8) galima gauti ne mažiau kaip dvi grynąsias medžiagas. Cheminis skaidymas nuo mišinių išskyrimo skiriasi tuo, kad:
— pavienių naujai susidariusių grynųjų medžiagų savybės nesusijusios su suskaidytos medžiagos savybėmis;
— vien tik sumaišius susidariusias grynąsias medžiagas gaunamas tik mišinys, o ne pirminis produktas;
— suskaidžius junginį, gautų naujų grynųjų medžiagų masės visada būna tam tikru, pastoviu santykiu.

1 pavyzdys. Junginys gyvsidabrio oksidas, rausva kietoji medžiaga, kaitinama suskyla į gyvsidabrį ir deguonį. Gyvsidabris esant kambario temperatūrai yra skystas, sidabrinio blizgesio metalas, deguonis — bespalvės dujos. Gyvsidabris ir deguonis visada susidaro masių santykiu 12,54 : 1.

2 pavyzdys. Junginys vanduo veikiamas nuolatinės elektros srovės suskyla į bespalves dujas: vandenilį ir deguonį. Sumaišius šias dujas gaunamas dujinis mišinys, kuris visiškai skiriasi nuo vandens. Chemiškai skaidant vandenį vandenilis ir deguonis visada susidaro masių santykiu 1 : 7,94. Dauguma žinomų medžiagų (šiandien jau daugiau kaip 17 milijonų) yra junginiai.

Cheminiai elementai (pagrindinės cheminės medžiagos) yra grynosios medžiagos. Jų cheminių kitimų metu negalima suskaidyti į kitas grynąsias medžiagas.
Šiandien žinoma apie 110 cheminių elementų. Suprantama, kad šio skaičiaus daugiau nebegalima gerokai padidinti. Elementai yra, pavyzdžiui, vandenilis, anglis, azotas, deguonis, aliuminis, siera, alavas, švinas, geležis. Dauguma elementų priklauso metalams (labai laidūs elektrai, neskaidrūs, poliruoti stipriai blizga, dažniausiai kalūs).

Cheminiai elementai nėra susiję su keturiais graikų filosofo EMPEDOKLIO (*Empedoklēs*) elementais: ugnimi, vandeniu, oru ir žeme. Išvardytuosius filosofo elementus galima laikyti energijos fenomeno ir trijų agregatinių būsenų simboliais; žinoma, toks vertinimas nesutampa su šia hipoteze.

2.3 Atomo teorija

Atomai yra mažiausios sudedamosios visų medžiagų dalelės. Kad visos medžiagos susideda iš atomų, jau prieš 2400 metų spėjo graikų filosofas DEMOKRITAS (*Dēmokritos*). Tačiau tik nuo XIX amžiaus tapo aišku, kad jo idėja buvo teisinga. Bet pasirodė, kad atomo savybės gerokai skiriasi nuo tų, kurias įsivaizdavo Demokritas.

Vienas nuo kito atskirti atomai įsivaizduojami maždaug kaip rutuliukai. Chemikai skiria 95 rūšis atomų, iš kurių susideda Žemės gamta. Kiekvieną atomų rūšį nusako vidutinis atominis skersmuo ir cheminės savybės. Atomų cheminėmis savybėmis laikomas jų skirtingas polinkis tarpusavyje sudaryti junginius, t. y. tam tikros sandaros grupes arba darinius.

Cheminė atomo teorija nuo 1809 metų, kai ją paskelbė anglų gamtos tyrėjas DŽONAS DALTONAS (*J. Dalton*), visą šimtmetį buvo tik teorija, nes atomų dėl jų nepaprasto mažumo nebuvo galima pamatyti. Nuo 1914 metų (Maksas von Laue) pradedama netiesiogiai nustatyti, kaip atomai išsidėstę kristale, kai skvarbių rentgeno spindulių pluoštelis, nukreiptas į kristalą, „užkliuvęs“ už atomo užlinko. Taip pat buvo pastebėta, kad atomai labai sudėtingai išsidėstę genetinėje DNR medžiagoje ir baltymuose. XX amžiaus aštuntajame dešimtmetyje buvo keista, kai rastrinis-tunelinis-elektroninis mikroskopas pavaizdavo didesnių atomų kontūrus. Tačiau tai nereiškia, kad atomus galima matyti, nes elektroninis mikroskopas nenaudoja šviesos.

2.4 Elementai ir junginiai atomo teorijos požiūriu

Elementai. Cheminis elementas yra vienos atomų rūšies visų atomų visuma. Pavyzdys — elementas anglis yra visų anglies atomų visuma. Grynoji medžiaga, sudaryta tik iš anglies atomų, yra *elementinė* anglis.

Žemę ir visatą sudaro labai daug skirtingų elementų (↗ 2.7.1). Beveik pusę Žemės plutos, kuria mes vaikštome, masės, įskaitant vandenynus ir atmosferą, sudaro deguonies atomai, apie vieną ketvirtadalį — silicio atomai; daugiau kaip po 1 % masės dalį sudaro šie elementai: aliuminis, geležis, kalcis, natris, kalis ir magnis. Trečioje vietoje pagal atomų skaičių yra vandenilis (jo atomai yra ypač lengvi). Kiti elementai yra labai reti.

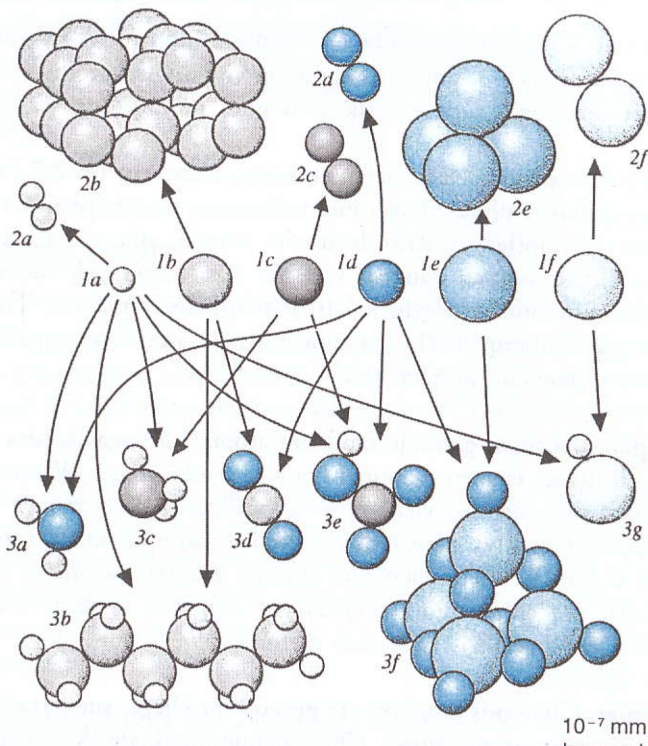
Izotopai. Daugeliui gamtoje randamų atomų būdingas keistas dalykas — to paties elemento atomai yra nevienodos masės. Visuma elemento atomų, turinčių vienodą masę, vadinama to elemento izotopu. Gamtoje esantys elementai susideda iš izotopų, kurių gali būti net iki dešimties. Vieno elemento izotopų atskirti cheminiais būdais negalima, nes jų cheminės savybės yra vienodos. Atskirti izotopus pavyksta tik specialiais fizikiniais metodais.

Junginiai. Cheminis junginys yra grynoji medžiaga, sudaryta iš daugiau nei vienos atomų rūšies. Cheminiame junginyje skirtingų rūšių atomai paprastai yra susijungę tam tikra tvarka ir pastoviu skaitiniu santykiu (↗ 2.7.2.-1 pav.).

2.5 Atominių junginių rūšys

2.5.1 Riboto dydžio atominiai junginiai

Tam tikros sandaros atomų grupės vadinamos molekulėmis. Molekules pirmiausia sudaro nemetalų atomai. Iš vienos rūšies atomų susidedanti molekulė yra cheminio elemento molekulė, iš skirtingų rūšių atomų susidedanti molekulė yra cheminio junginio molekulė.



2.5.1-1 pav. Atomai ir atominiai junginiai.
Atomai: 1a — vandenilio, 1b — anglies, 1c — azoto, 1d — deguonies, 1e — fosforo, 1f — chloro.
Molekulės: 2a — vandenilio, 2c — azoto, 2d — deguonies, 2e — baltojo fosforo, 2f — chloro, 3a — vandens, 3b — heksano, 3c — amoniako, 3e — azoto rūgšties, 3f — fosforo oksido, 3g — vandenilio chlorido.
Neriboto dydžio atominis junginys: 2b — deimanto kristalo fragmentas (↗ 2.7.2-1 pav., 4.4.2-1 pav., 4.4.6-2 pav.).
Kad būtų aiškiau, atomai čia yra pavaizduoti kaip rutuliukai, kurie liečiasi atominiuose junginiuose. Tikrieji vidutiniai atomų matmenys yra didesni, nes junginyje atomai daugiau ar mažiau yra vienas į kitą įsiskverbę (↗ 4.6.2-1 ir 7.2.3-1 pav.)

2.5.2 Neriboto dydžio atominiai junginiai

Vienos ar skirtingų rūšių atomai taip pat gali būti susijungę į bet kokio dydžio atominius junginius. Dėl to atomai sudaro tankias sankaupas, grandines, plokščiuosius ar erdvinius tinklus (↗ 2.5.1-1 pav., 2.6-1 pav., 2.7.2-1 pav., 4.4.2-1 pav., 4.4.6-1 pav., 4.4.6-2 pav.).

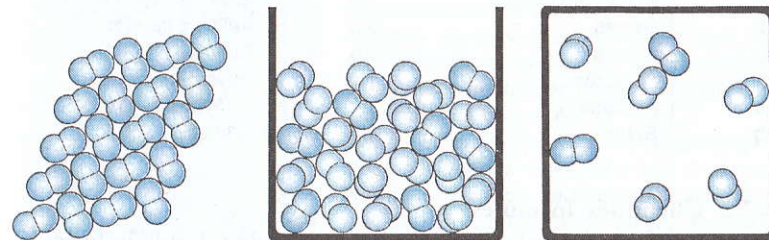
2.6 Agregatinė būsena

Remiantis atomo teorija, galima paaiškinti tris agregatines būsenas:

— kietoji medžiaga yra tada, kai molekulės ar pavieniai atomai sudaro sankaupas arba tinklą. Molekulės arba atomai yra laikomi pastovioje vietoje, tačiau gali šiek tiek judėti apie savo rimties padėtį. Štai kodėl kietoji medžiaga išlaiko savo formą, kol nepaveikiama jėga;

— skystis yra tada, kai molekulės ar pavieniai atomai, nors ir liečiasi tarpusavyje, tačiau dėl savo šiluminio judėjimo nepaliaujamai slenka vienas kito atžvilgiu. Taigi aišku, kodėl skystis, veikiamas sunkio jėgos, prisitaiko prie indo formos ir sudaro lygų skysčio paviršių;

— dujos yra tada, kai molekulės arba pavieniai atomai juda tuščioje erdvėje, kol atsimuša vienas į kitą arba į indo sieneles. Dėl to dujos visada tolygiai užpildo uždarą indą ir slegia visas indo sieneles.



2.6-1 pav. Trijų agregatinių būsenų schema: kietosios (kairėje), skystosios (per vidurį) ir dujinės (dešinėje).

2.7 Simboliai ir formulės

2.7.1 Elementų simboliai

Elementų simboliai yra elementų mokslinių pavadinimų santrumpos. Jie reiškia:

— elementą arba
— elemento atomą.

Kai kurių elementų pavadinimai ir simboliai

Simbolis	Pavadinimas	Simbolis	Pavadinimas
H	Vandenilis (*hydrogenium*)	O	Deguonis (*oxygenium*)
Li	Litis	S	Siera (*sulfur*)
Na	Natris	Se	Selenas
K	Kalis	F	Fluoras
Rb	Rubidis	Cl	Chloras
Cs	Cezis	Br	Bromas
Fr	Francis	I	Jodas
Be	Berilis	At	Astatas
Mg	Magnis	He	Helis
Ca	Kalcis	Ne	Neonas
Sr	Stroncis	Ar	Argonas
Ba	Baris	Kr	Kriptonas
Ra	Radis	Xe	Ksenonas
B	Boras	Rn	Radonas
Al	Aliuminis	Cr	Chromas
C	Anglis (*carboneum*)	Mn	Manganas
Si	Silicis	Fe	Geležis (*ferrum*)
Sn	Alavas (*stannum*)	Cu	Varis (*cuprum*)
Pb	Švinas	Ag	Sidabras (*argentum*)
N	Azotas	Au	Auksas (*aurum*)
P	Fosforas	Zn	Cinkas
As	Arsenas	Hg	Gyvsidabris (*hydrargyrum*)
Sb	Stibis	U	Uranas

2.7.2 Cheminės formulės

Cheminės formulės rodo atominių junginių sudėtį. Junginių formulės rodo jiems priklausančių atomų rūšių skaitinį santykį. Santykį reiškiantys skaičiai yra rašomi indeksais (skaičius 1 nerašomas).

Jei medžiagą sudaro molekulės, iš jos formulės matome, kiek atomų yra molekulėje.

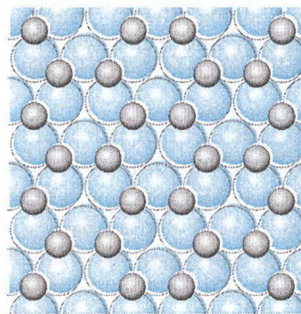
Pavyzdys. Sieros rūgšties formulė H_2SO_4 rodo, kad:

— junginys sieros rūgštis susideda iš vandenilio atomų, sieros atomų ir deguonies atomų santykiu 2 : 1 : 4,
— viena sieros rūgšties molekulė sudaryta iš dviejų vandenilio atomų, vieno sieros atomo ir keturių deguonies atomų.

Neriboto dydžio atominių junginių formulė išreiškiama atomų skaičiumi, esančiu mažiausiame atomų junginio fragmente, kuris rodo skirtingų rūšių atomų santykį. Toks mažiausias fragmentas vadinamas **struktūros vienetu**, kurį galima nusakyti **empirine formule**.

Pavyzdys. Kvarco formulė SiO_2 rodo, kad:

— šį junginį sudarančių silicio atomų ir deguonies atomų skaičiaus santykis yra 1 : 2;
— kvarco struktūros vienetas sudarytas iš vieno silicio atomo ir dviejų deguonies atomų.



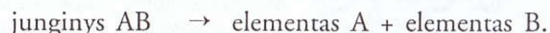
Struktūros vienetas

2.7.2-1 pav. *Mineralo korundo (aliuminio dioksido Al_2O_3) struktūra. Deguonies atomai yra išsidėstę sluoksniais, kuriuose tarpusavyje sudaro trikampius. Aliuminio atomai taisyklingai užpildo trečdalį spragų tarp deguonies atomų. Šių dalelių skaitinis santykis yra Al : O = 2 : 3. Mažiausia atomų grupė, kuriai šitas santykis tinka, susideda iš dviejų Al ir trijų O atomų. Galime įsivaizduoti, kad korundas sudarytas vien tik iš tokių struktūros vienetų, kaip iš plytų. Atomai turi elektrinį krūvį: Al — teigiamąjį, O — neigiamąjį* (↗ 4.4.2)

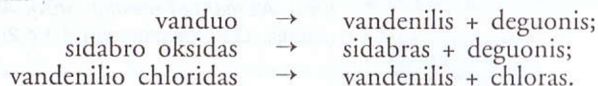
Ar medžiaga susideda iš molekulių, ar ją sudaro neriboto dydžio atominis junginys, iš jos formulės dažnai negalima suprasti. Išimtis yra grynųjų medžiagų, sudarytų iš vieno elemento, formulės. Pavyzdžiui, baltojo fosforo formulė P_4 gali rodyti tik tai, kad ši medžiaga susideda iš keturatomių molekulių.
Dažnai rekomenduojama, kad prie medžiagos formulės būtų pridėta nuoroda apie jos būseną:
— k = kietoji;
— s = skystoji;
— d = dujinė;
— aq = ištirpusi vandenyje (iš lot. žodžio *aqua*).
Tuomet H_2O(k) reiškia ledą, H_2O(s) — skystą vandenį, H_2O(d) — vandens garus, o HCl(aq) reiškia kambario temperatūroje dujinės būsenos grynosios medžiagos — vandenilio chlorido — tirpalą vandenyje.

2.8 Pagrindiniai cheminių reakcijų tipai

Cheminiai procesai, taip pat procesai, kurių metu susidaro naujos grynosios medžiagos, vadinami cheminėmis reakcijomis. Joms vykstant *reaguojančiosios medžiagos* (aduktai) virsta *reakcijos produktais* (susidariusiomis medžiagomis).
Įvairias chemines reakcijas galima suskirstyti į tris tipus. Jie vaizduojami reakcijų schemomis ir nusakomi toliau pateiktais pavyzdžiais: tarp reaguojančiųjų medžiagų ir reakcijos produktų pavadinimų žymima reakcijos krypties rodyklė. Jei yra ne mažiau kaip dvi pradinės reaguojančiosios medžiagos, dedamas pliuso ženklas; tas pats tinka ir reakcijos produktams. Vietoj pavadinimo „reakcijos schema" taip pat yra vartojama „žodinė lygtis". Čia dešinėje pusėje nuo reakcijos kryptį reiškiančios rodyklės esantys atomai yra tokie pat kaip ir kairėje šios rodyklės pusėje.
Analizė, arba cheminis skaidymas, yra junginio skaidymas į ne mažiau kaip dvi grynąsias medžiagas. Paprastai iš vienos grynosios medžiagos susidaro du elementai:

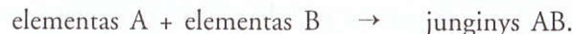

junginys AB → elementas A + elementas B.

Rodyklė skaitoma: „suskyla į" (arba „reaguoja susidarant").
Pavyzdžiai:

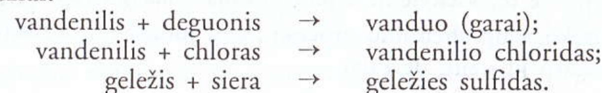

vanduo → vandenilis + deguonis;
sidabro oksidas → sidabras + deguonis;
vandenilio chloridas → vandenilis + chloras.

Analizė — tai mišinio sudėties nustatymas. Ji rodo, kad skaidoma cheminiu būdu.

Sintezė, arba cheminis jungimasis, yra junginio susidarymas iš dviejų grynųjų medžiagų. Paprasčiausiu atveju jungiasi du elementai:


elementas A + elementas B → junginys AB.

Rodyklė skaitoma: „jungiasi į" (arba „reaguoja susidarant").
Pavyzdžiai:

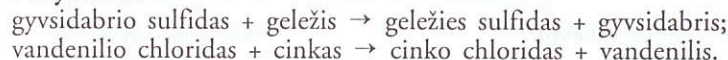

vandenilis + deguonis → vanduo (garai);
vandenilis + chloras → vandenilio chloridas;
geležis + siera → geležies sulfidas.

Sintezė dažniausiai apibūdinama kaip junginio gamyba, lygiai taip pat kaip ir procesas, kurio metu jis susidaro. Čia ji vienareikšmiškai reiškia „cheminį jungimąsi".

Cheminis pavadavimas yra dviejų naujų grynųjų medžiagų susidarymas iš kitų dviejų tarpusavyje reaguojančių grynųjų medžiagų. Paprasčiausiu atveju tarpusavyje reaguoja junginys su elementu:


junginys AB + elementas C → junginys AC + elementas B.

Rodyklė skaitoma: „susidaro" (arba „reaguoja susidarant").
Pavyzdžiai:


gyvsidabrio sulfidas + geležis → geležies sulfidas + gyvsidabris;
vandenilio chloridas + cinkas → cinko chloridas + vandenilis.

2.9 Masės tvermės dėsnis

Visų cheminių reakcijų metu susidariusių reakcijos produktų bendra masė visada yra lygi bendrai pradinių medžiagų masei. Norint tai patikrinti, reakcijos turi būti atliekamos uždarame inde, kad vykstant cheminiam procesui materija negalėtų patekti iš išorės arba išsiveržti į aplinką.
Šiuo dėsniu pagrindžiama, jog visų cheminių reakcijų metu jungiasi, atsiskiria vien egzistuojantys atomai arba susidaro jų nauji deriniai, tačiau patys atomai neišnyksta, nauji nesusidaro arba iš esmės nepasikeičia.

3 Kiekybinė cheminių reakcijų samprata

3.1 Reakcijų lygtys

Kiekviename šiuolaikiniame gamtos moksle gamtos reiškiniai įvertinami ne tik kokybiškai, bet ir *matuojant*. Remiantis matavimų rezultatais ir nustatytais dėsningumais yra galimos kiekybinės *prognozės*. Chemijoje, be to, kiekvienu atveju rašoma *reakcijos lygtis*. Reakcijos lygtis nusako, kaip cheminio proceso metu jungiasi ar atsiskiria atomai, susidaro jų nauji deriniai.
Ji gaunama tokiu būdu:

1) cheminiam procesui sudaroma *reakcijos schema* (↗ 2.8);
2) sudaromas *cheminės reakcijos eskizas*, kuriame vietoj reakcijos schemoje buvusių medžiagų pavadinimų įrašomos formulės arba simboliai;
3) cheminės reakcijos eskizas *išlyginamas*, t. y. suskaičiuojama, kad po reakcijos vienodų atomų būtų tiek pat kaip ir prieš reakciją.

1 pavyzdys. Pro įkaitusius geležies Fe miltelius praleidus vandens H_2O garus susidaro juodos spalvos junginys geležies oksidas Fe_3O_4 ir elementinis vandenilis H_2.

1. Reakcijos schema:

vanduo + geležis → juodasis geležies oksidas + vandenilis.

2. Eskizas:



$$H_2O(d) + Fe(k) \rightarrow Fe_3O_4(k) + H_2(d).$$

Čia reiškia:

— H_2O — vandens molekulę, susidedančią iš dviejų vandenilio atomų ir vieno deguonies atomo;
— Fe — geležies atomą;
— Fe_3O_4 — juodojo geležies oksido struktūros vienetą, susidedantį iš trijų geležies atomų ir keturių deguonies atomų;
— H_2 — vandenilio molekulę, susidedančią iš dviejų vandenilio atomų.

3. Išlyginimas. Eskize

į kairę nuo rodyklės yra:	*į dešinę nuo rodyklės yra:*
2 vandenilio atomai	2 vandenilio atomai,
1 deguonies atomas,	4 deguonies atomai,
1 geležies atomas;	3 geležies atomai.

Reakcijos lygtyje, kairėje ir dešinėje rodyklės pusėje turi būti vienodas kiekvienos atomų rūšies atomų skaičius. Tai pasiekiama tik rašant koeficientus prieš formules arba pavienių elementų simbolius. Koeficientu 4 prieš H_2O suvienodinamas deguonies atomų skaičius, koeficientu 3 prieš Fe — geležies atomų skaičius. Čia koeficientu padauginami visi formulėje esantys elementai, tad kairėje rodyklės pusėje dabar yra $4 \cdot 2 = 8$ vandenilio atomai. Todėl prieš H_2 turi būti rašomas koeficientas 4. Taigi reakcijos lygtis atrodo taip:



$$4H_2O(d) + 3Fe(k) \rightarrow Fe_3O_4(k) + 4H_2(d).$$

Ji skaitoma: keturios vandens molekulės reaguoja su trimis geležies atomais susidarant vienam juodojo geležies oksido struktūros vienetui ir keturioms vandens molekulėms. Būtų klaidinga, jei siekiant išlyginti lygtį būtų papildomai rašomi ar keičiami indeksai, nes elementų ir junginių formulės yra tiksliai nustatytos.
2 pavyzdys. Iš šachtų iškasamas mineralas piritas FeS_2 yra kaitinamas pučiant orą (t. y. esant deguonies O_2). Susidaro raudonasis geležies oksidas Fe_2O_3 ir sieros dioksido SO_2 dujos.

1. Reakcijos schema:

piritas + deguonis → raudonasis geležies oksidas + sieros dioksidas.

2. Eskizas:



$$FeS_2(k) + O_2(d) \rightarrow Fe_2O_3(k) + SO_2(d).$$

3. Išlyginimas. Eskize

į kairę nuo rodyklės yra:	*į dešinę nuo rodyklės yra:*
1 geležies atomas,	2 geležies atomai,
2 sieros atomai,	1 sieros atomas,
2 deguonies atomai;	3 + 2 = 5 deguonies atomai.

Čia negalima pradėti lyginti nuo deguonies atomų, nes jų yra daugiau kaip dviejose eskizo medžiagose. Pradedama nuo Fe. Paeiliui surašomi koeficientai: 2 prieš FeS_2 ir 4 prieš SO_2. Kai pradedama nuo S, parašius 4 prieš SO_2, taip pat gaunama $2FeS_2$ ir $4SO_2$.

Dabar į dešinę nuo rodyklės yra 3 + 4 · 2 = 11 deguonies atomų; tai sudaro penkias su puse deguonies molekules:



$$2FeS_2(k) + 5½O_2(d) \rightarrow Fe_2O_3(k) + 4SO_2(d).$$

Taigi lygtis išlyginta. Tačiau deguonies dujos neturi po pusę deguonies molekulių, todėl tokiu atveju abi lygties pusės yra dauginamos iš 2:



$$4FeS_2(k) + 11O_2(d) \rightarrow 2Fe_2O_3(k) + 8SO_2(d).$$

Skaitoma: keturi pirito struktūros vienetai reaguoja su vienuolika deguonies molekulių susidarant dviem raudonojo geležies oksido struktūros vienetams ir aštuonioms sieros dioksido molekulėms.

3 pavyzdys. Į chromo sulfato $Cr_2(SO_4)_3$ tirpalą pripilama natrio hidroksido NaOH tirpalo. Susidaro žalsvos drebučių pavidalo chromo hidroksido $Cr(OH)_3$ nuosėdos. Likusiame skystyje yra ištirpęs natrio sulfatas Na_2SO_4.

1. Reakcijos schema:

chromo sulfatas + natrio hidroksidas → chromo hidroksidas + natrio sulfatas.

2. Eskizas:



$$Cr_2(SO_4)_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow Cr(OH)_3(k) + Na_2SO_4(aq).$$

3. Išlyginimas. Formulėje skliausteliais atskiriama atomų grupė, kuri įvykus cheminei reakcijai lieka nepakitusi (nesuyra). (SO_4) reiškia grupę, susidedančią iš vieno sieros atomo ir keturių deguonies atomų (↗ 4.4.4). Atomų grupė (OH) susideda iš vieno deguonies atomo ir vieno vandenilio atomo. Skliaustelius dažnai galima praleisti, jei formulėje yra tik viena grupė kaip medžiagose NaOH arba Na_2SO_4. Atomų grupę, kuri reakcijos metu nepakinta, lyginant reakcijos lygtį galima laikyti viena atomų rūšimi. Eskize

į kairę nuo rodyklės yra:	*į dešinę nuo rodyklės yra:*
2 chromo atomai,	1 chromo atomas,
3 atomų grupės (SO_4),	1 atomų grupė (SO_4),
1 natrio atomas,	2 natrio atomai,
1 atomų grupė (OH);	3 atomų grupės (OH).

Lygtis pradedama lyginti, pavyzdžiui, nuo chromo atomų, paeiliui surašant koeficientus: 2 prieš $Cr(OH)_3$, 6 prieš NaOH ir 3 prieš Na_2SO_4.

Tokiu būdu gauta reakcijos lygtis atrodo taip:



$$Cr_2(SO_4)_3(aq) + 6NaOH(aq) \rightarrow 2Cr(OH)_3(k) + 3Na_2SO_4(aq).$$

Taip pat būna daug atvejų, kai reakcijos lygties eskizas sutampa su galutine reakcijos lygtimi, t. y. kai nereikia išlyginti. Kita vertus, gali būti taip, kad nurodytais veiksmais nepasieksime tikslo. Papildomos priemonės, reikalingos kiekvienai reakcijos lygčiai, taikomos įvedus oksidacijos-redukcijos sąvoką (↗ 5.2.5).

3.2 Atominė masė ir molekulinė masė

Taikant fizikinius metodus, galima gana tiksliai nustatyti atomų ir molekulių masę. Tokia masė yra nepaprastai maža. Todėl ji matuojama specialiais masės vienetais. Atominiu vienetu (a. v., arba u — unitas) laikoma viena dvyliktoji dažniausiai pasitaikančio anglies izotopo atomo masės dalis. Gamtoje esanti anglis susideda tiksliai iš 98,90 % izotopo, kurio atominė masė, lygi 12 a. v., imta pagrindu anksčiau pateiktam apibrėžimui, ir iš 1,10 % izotopo, kurio atominė masė 13,003355 a. v. Taigi elemento anglies vidutinė atominė masė sudaro 12,01 a. v. (suapvalinta iki dviejų skaičių po kablelio). Tas pats tinka visiems elementams, sudarytiems iš skirtingų izotopų. Elemento atomine mase laikoma vidutinė visų to elemento atomų masė. Krinta į akį tai, kad šios vidutinės atominės masės yra beveik sveikieji

Svarbesnių elementų atominė masė, a. v.

Elementas	Atominė masė	Elementas	Atominė masė
Vandenilis	1,01	Argonas	39,95
Helis	4,00	Kalcis	40,08
Anglis	12,01	Chromas	52,00
Azotas	14,01	Manganas	54,94
Deguonis	16,00	Geležis	55,85
Natris	23,00	Varis	63,54
Magnis	24,31	Cinkas	65,37
Aliuminis	26,98	Sidabras	107,87
Silicis	28,09	Jodas	126,90
Fosforas	30,97	Baris	137,34
Siera	32,06	Auksas	196,97
Chloras	35,45	Gyvsidabris	200,59
Kalis	39,10	Švinas	207,19
		Uranas	238,03

skaičiai. Izotopų atominė masė yra dar artimesnė sveikiesiems skaičiams. Taigi aišku, kad atomai yra sudaryti iš sudedamųjų dalelių, kurių apytikslė masė yra 1 a. v.

Molekulinės masės gaunamos sudėjus atomines mases.

Pavyzdžiai

Formulė	Molekulinė masė
HCl	1,01 a. v. + 35,45 a. v. = 36,46 a. v.
H_2SO_4	2 · 1,01 a. v. + 32,06 a. v. + 4 · 16,00 a. v. = 98,08 a. v.
NaCl	23,00 a. v. + 35,45 a. v. = 58,45 a. v.
Na_2SO_4	2 · 23,00 a. v. + 32,06 a. v. + 4 · 16,00 a. v. = 142,06 a. v.

Junginiams NaCl ir Na_2SO_4, kurių molekulių negalima išskirti, vietoj molekulinės masės turėtume imti struktūros vieneto masę (↗ 2.7.2). Tačiau pavadinimas „struktūros vieneto masė" yra nevartojamas.

3.3 Medžiagos kiekis ir Avogadro konstanta

Medžiagos kiekis. Gamtos tyrinėtojas medžiagos kiekiu laiko nustatytą tam tikros medžiagos dalelių (atomų, molekulių, struktūros vienetų) skaičių. Medžiagos kiekio matavimo vienetas yra *molis* (sutrumpintai žymimas mol). Moliu vadinamas toks grynosios medžiagos kiekis, kuriame yra tiek pat dalelių, kiek jų turi tiksliai 12 gramų dažniausiai pasitaikančio anglies izotopo.
Junginių dalelėmis laikomi molekulės arba struktūriniai vienetai. Jei grynoji medžiaga sudaryta tik iš vienos rūšies atomų, reikia nurodyti, kas laikoma dalelėmis: atomai ar molekulės (pavyzdžiui, 1 mol H arba 1 mol H_2).
Matavimo vienetai moliai pasirodė labai patogūs skaičiavimams, kurie chemikams dažnai reikalingi atlikti planuojant bandymus ir gamybos procesus.

Avogadro skaičius. Viename molyje grynosios medžiagos esančių dalelių skaičius yra 6,022045 · 10^{23}. Šis skaičius italų gamtos tyrinėtojo garbei vadinamas *Avogadro konstanta* N_A (dujoms — Lošmidto konstanta N_L).

N_A yra neįsivaizduojamai didelis. Šio skaičiaus didumą tik apytiksliai galime nujausti. Jei viename geležies molyje (7,11 cm^3 geležies) esančius atomus išrikiuotume į eilę be jokio tarpo kaip perlus vėrinyje, ši eilė (žinoma, neįžiūrimai plona) būtų 165 milijardų kilometrų ilgio; tai atitinka 1100 vidutinių atstumų tarp Žemės ir Saulės.

3.4 Iš medžiagos kiekio išvesti dydžiai

Molio masė — tai vieno grynosios medžiagos molio masė. Ši masė gaunama, kai matavimo vienetas a. v., esantis prie atominės arba molekulinės masės, yra pakeičiamas matavimo vienetu g. Tokį veiksmą atitinka atomo arba molekulės masės daugyba iš N_A, kadangi matavimo vienetai a. v. ir g tarpusavyje yra susiję taip: 1 g = 1 a. v. × × N_A. Kai iškyla klausimas, kaip paimti N_A skaičių dalelių, norint turėti vieną molį grynosios medžiagos, pakanka pasverti jos 1 molio masę.

Molio tūris — tai toks tūris, kuriame yra vienas molis grynosios medžiagos. Kietosios ir skystosios būsenos kiekvienos medžiagos molio tūris yra skirtingas ir didelės praktinės reikšmės neturi. Tačiau labai įdomus yra dujų molio tūris (1 molis = N_A molekulių), nes jis visiems dujiniams elementams ir junginiams, esant tokioms pat sąlygoms, yra vienodas. Esant normaliosioms sąlygoms (1013 hPa slėgiui ir 0 °C temperatūrai) visų dujų molio tūris yra 22,41 l (1 l = 1 dm^3). Šį tūrį galima apskaičiuoti ir kitomis sąlygomis. Pavyzdžiui, esant 20 °C temperatūrai ir vidutiniam oro slėgiui 340 m aukštyje virš jūros lygio, molio tūris yra 25,00 l. Kadangi dujas keblu pasverti, tai norint sužinoti dujų molių skaičių daug patogiau pamatuoti jų tūrį.

Molinė koncentracija — tai grynosios medžiagos kiekis, esantis tam tikrame tūryje. Ji išreiškiama mol/l. Vienoda molinė koncentracija rodo vienodą dalelių skaičių tūrio vienete. Taigi, pavyzdžiui, tirpalų koncentraciją išreikšti ištirpusios medžiagos molių skaičiumi viename litre dažnai yra patogiau, negu apskaičiuoti, kiek gramų ištirpusios medžiagos yra viename litre.

3.5 Kiekybinė išraiška reakcijų lygtyse

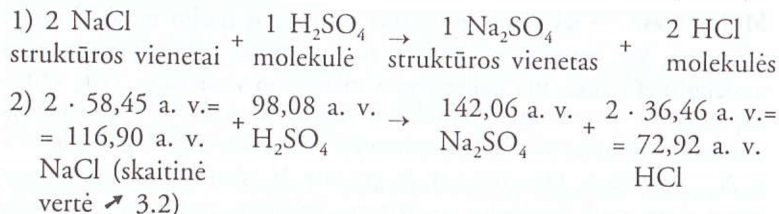
3.5.1 Masių santykis cheminių reakcijų metu

Pavyzdys. Natrio chloridas ir sieros rūgštis sudaro natrio sulfatą ir vandenilio chloridą.



$$2NaCl(k) + H_2SO_4(s) \rightarrow Na_2SO_4(k) + 2HCl(d)$$

Ši reakcijos lygtis gali būti skaitoma įvairiai. Galima skaityti taip:

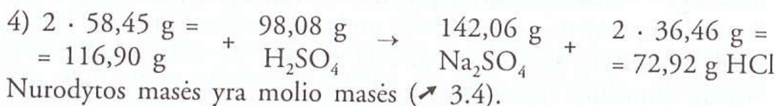


1) 2 NaCl struktūros vienetai + 1 H_2SO_4 molekulė → 1 Na_2SO_4 struktūros vienetas + 2 HCl molekulės

2) 2 · 58,45 a. v.= = 116,90 a. v. NaCl (skaitinė vertė ↗ 3.2) + 98,08 a. v. H_2SO_4 → 142,06 a. v. Na_2SO_4 + 2 · 36,46 a. v.= = 72,92 a. v. HCl

3) 2 mol NaCl + 1 mol H_2SO_4 → 1 mol Na_2SO_4 + 2 mol HCl

Paskutinis perskaitymo būdas gaunamas, kai visi pirmuoju būdu užrašyti nariai laikomi N_A kartų didesni (↗ 3.3).



4) 2 · 58,45 g = = 116,90 g + 98,08 g H_2SO_4 → 142,06 g Na_2SO_4 + 2 · 36,46 g = = 72,92 g HCl

Nurodytos masės yra molio masės (↗ 3.4).

Reakcijos medžiagų masių santykis yra toks:

$$m(NaCl) : m(H_2SO_4) : m(Na_2SO_4) : m(HCl) = 116{,}90 : 98{,}08 : 142{,}06 : 72{,}92.$$

Pagal šiuos santykius galime atlikti bet kokius kiekybinius skaičiavimus. Pavyzdžiui, norėdami sužinoti, kiek reikia paimti sieros rūgšties, kad anksčiau pateiktos reakcijos metu būtų gauta 1000 g vandenilio chlorido, galime sudaryti tokią proporciją:

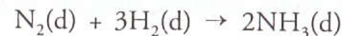
$$98{,}09 \text{ g } (H_2SO_4) : 72{,}92 \text{ g } (HCl) = x \text{ g } (H_2SO_4) : 1000 \text{ g } (HCl).$$

Iš šios proporcijos apskaičiuodami x, gauname 1347 g (H_2SO_4).

Aprašytąjį veiksmą analogiškai galima pritaikyti visoms cheminėms reakcijoms. Tokio tipo skaičiavimai vadinami *stechiometriniais.*

3.5.2 Tūrių santykis cheminių reakcijų metu

Pavyzdys. Iš azoto N_2 ir vandenilio H_2 gaunamas didelę techninę reikšmę turintis amoniakas NH_3.



$$N_2(d) + 3H_2(d) \rightarrow 2NH_3(d)$$

Pagal trečiąjį reakcijos lygties skaitymo būdą (↗ 3.5.1) 1 mol N_2 jungiasi su 3 mol H_2 ir susidaro 2 mol NH_3. Visos trys minėtos medžiagos yra dujos, kurių kiekvienos vienas molis esant vienodam slėgiui ir vienodai temperatūrai užima vienodą tūrį (↗ 3.4). Todėl amoniako sintezėje dalyvaujančių medžiagų tūrių santykis paprastai yra toks:

$$V(N_2) : V(H_2) : V(NH_3) = 1 : 3 : 2.$$

Tai galima apibendrinti: cheminėse reakcijose dalyvaujančių dujų tūriai, išmatuoti tomis pačiomis sąlygomis, tarpusavyje sutinka kaip paprasti sveikieji skaičiai (dujų dėsnis). Santykiaujantys skaičiai atitinka reakcijos lygties koeficientus.

3.6 Energijos virsmai cheminių reakcijų metu

Kiekvieno cheminio proceso metu vyksta energijos pokyčiai, t. y. arba energija išsiskiria iš pradinių medžiagų, arba energija sukaupiama reakcijos produktuose. Šios energijos kiekis yra:
— proporcingas reaguojančiųjų medžiagų kiekiui ir
— būdingas kiekvienam cheminiam procesui.

Energijos kiekis, išskiriamas arba sunaudojamas tam tikro cheminio proceso metu, yra **reakcijos entalpija**. Jis pateikiamas šalia reakcijos lygties, žymimas simboliu ΔH ir matuojamas džauliais. Reakcijos entalpijos vertė susijusi su moliais išmatuotais medžiagų kiekiais, kurių skaitinę vertę atitinka reakcijos lygties koeficientai.

Egzoterminis procesas. Cheminis procesas, kurio metu energija bet kokia forma išsiskiria iš reaguojančiųjų medžiagų, vadinamas egzoterminiu.

Pavyzdys



$$2H_2(d) + O_2(d) \rightarrow 2H_2O(s) \qquad \Delta H = -572 \text{ kJ}$$

Tai reiškia, kad iš 2 molių vandenilio H_2 ir 1 molio deguonies O_2, kai susidaro 2 moliai skysto vandens, išsiskiria 572 kilodžauliai energijos.

Laisvai išsiskyrusi energija dažnai yra šiluminė. Tai savotiška kinetinės energijos forma. Dažnai dalis šios energijos paverčiama darbu (vidaus degimo variklyje). Be to, vykstant kai kurioms reakcijoms dalis energijos išspinduliuojama elektromagnetinių bangų (šviesos, šiluminio spinduliavimo) pavidalu. Vykstant cheminiams procesams išsikraunančiose kišeninio žibintuvėlio baterijose ir akumuliatoriuose tiekiama elektros energija.

Reakcijos metu laisvai išsiskirianti energija prieš reakciją turi būti sukaupta pradinėse medžiagose (arba pradinėje medžiagoje) ypatingos potencinės energijos pavidalu. Ji vadinama chemine energija. Reakcijos produktai (arba produktas) laisvai išsiskyrusios energijos jau nebeturi. Pagal tai medžiagos kartais apibūdinamos kaip daugiau arba mažiau turinčios energijos.

Kalbant apie egzoterminius procesus įprasta, kad reakcijos entalpija ΔH yra pateikiama su minuso ženklu. Formaliai ženklas paaiškėja tada, kai iš reakcijos produktuose sukauptos energijos atimama pradinėse medžiagose sukaupta energija. Iš tikrųjų panašių skaičiavimo veiksmų atlikti negalima, nes absoliutusis cheminės energijos kiekis, sukauptas medžiagose, nėra žinomas.

Endoterminis procesas. Cheminis procesas, kurio metu energija potencinės cheminės energijos pavidalu sukaupiama reakcijos produkte ar produktuose, vadinamas endoterminiu.

Endotermiškai vyksta kiekviena reakcija, kurios priešingas procesas yra egzoterminis. Kartu reakcijos entalpijos absoliučioji reikšmė yra lygiai tokia pat kaip ir egzoterminio proceso metu, tik su pliuso ženklu. Pagal energijos tvermės dėsnį taip ir turi būti.

Pavyzdys



$$2H_2O(s) \rightarrow 2H_2(d) + O_2(d); \qquad \Delta H = +572 \text{ kJ}.$$

Endoterminiu būdu vanduo skaidomas (↗ 5.2.4) naudojant elektros energiją (2 moliams vandens — 572 kilovatsekundės = 572 kJ). Molių santykiu 1 : 2 susidarantis vandenilio ir deguonies mišinio kiekis (sprogiosios (Perkūno) dujos) atitinka suskaidyto naudojant energiją vandens kiekį.

Chemijos pramonėje yra gausybė kitų endoterminių procesų pavyzdžių. Čia paminėtinas nuo senų laikų atliekamas kalcio oksido (degtų kalkių) gavimo procesas kaitinant kalcio karbonatą (klintis):



$$CaCO_3(k) \rightarrow CaO(k) + CO_2(d); \qquad \Delta H = +177 \text{ kJ}.$$

Aktyvacijos energija. Net egzoterminės reakcijos metu pradinės medžiagos arba pradinių medžiagų dalelės turi pirmiausia *gauti* tam tikrą energijos kiekį, kad būtų paruoštos reakcijai — aktyvintos. Joms suteikiama ši *aktyvacijos energija*, tačiau reakcijos metu ji vėl visiškai išsiskiria. Taigi reakcijos entalpijos dydis nepriklauso nuo aktyvacijos. Kad pradėtų vykti reakcija, dalelėms aktyvacijos energija dažniausiai suteikiama šildant (deginant kurą!).

Katalizatoriai. Katalizatorius yra medžiaga, kuri pagreitina reakciją, tačiau galiausiai išlieka visiškai chemiškai nepakitusi. Katalizatorius sumažina aktyvacijos energiją, kurios reikia gauti tam tikros reakcijos metu. Dėl to reakcija norimu greičiu vyksta jau esant žemesnei temperatūrai. Katalizatorius reakcijos entalpijos nepakeičia.

Pavyzdys. Esant kambario temperatūrai sprogiosiose dujose taip pat jungiasi vandenilis ir deguonis, tik nepaprastai lėtai. Kai sprogiosios dujos prieina prie labai susmulkintos platinos, sąlyčio vietoje sintezės procesas pagreitėja tiek, jog dėl laisvai išsiskyrusios reakcijos šilumos mišinys užsiliepsnoja ir staigaus sprogimo metu medžiagos iškart tarpusavyje sureaguoja. Reakcijos metu platinos pokyčių nesimato.

4 Cheminio ryšio teorija ir jos taikymas

4.1 Atomo sandara

Iki šiol plačiau neaiškinome šių dalykų:
— dažniausiai elementai susideda iš izotopų;
— dauguma atomų rūšių linkę sudaryti atominius junginius;
— iš nesuskaičiuojamų įsivaizduojamų atominių junginių gali egzistuoti tik tam tikras jų skaičius. Pavyzdžiui, vandenilis ir deguonis tarpusavyje sudaro tik H_2O ir H_2O_2 molekules, bet ne lygiai taip pat įsivaizduojamas HO, H_3O, H_4O, HO_2 ir kitokias molekules.

Priežasčių turime ieškoti atomų sandaroje.
DEMOKRITAS įsivaizdavo, kad atomai yra nedalomi ir į juos negalima prasiskverbti. XX amžiui keičiant XIX amžių, vokiečių ir anglų mokslininkai tyrimais įrodė, kad atomai yra dalūs ir į juos galima prasiskverbti. Yra garsus 1911 m. ERNESTO REZERFORDO (*Rutherford*) atliktas praėjusių spindulių tyrimas: Rezerfordas iš radžio preparato nukreipė siaurą α spindulių pluoštelį į labai ploną auksinę plokštelę. Tuo metu jau buvo žinoma, kad α spindulius sudaro greitai skriejančios teigiamojo krūvio ir tam tikros masės dalelės. Dauguma visų α dalelių praskriejo kiaurai pro auksinę plokštelę už jos neužkliuvę ir tik maža jų dalis nukrypo į šalį arba atšoko atgal. Rezerfordas iš to padarė išvadą, kad beveik visa atomo masė koncentruojasi nepaprastai mažoje, teigiamąjį krūvį turinčioje centrinėje atomo dalyje, o likusioje atomo erdvės dalyje yra labai lengvi elektronai (pirmą kartą atrasti 1897 m.). Taip buvo sudarytas Rezerfordo atomo modelis: atomas susideda iš vieno santykinai mažo, teigiamąjį krūvį turinčio ir didžiąją atomo masės dalį sudarančio branduolio ir beveik neturinčio masės, neigiamojo krūvio elektronais užpildyto atomo branduolio apvalkalo. Šis branduolio apvalkalo modelis pasirodė tinkamas atomo sandarai aiškinti ir vėlesniais metais, dešimtmečiais buvo toliau plėtojamas.

Kiekvienos atomų rūšies atomo branduolys susideda iš tam tikro skaičiaus sunkiųjų dalelių **nukleonų**. Čia iš jų tarpusavyje skiriasi **protonai**, kurie turi mažiausią teigiamąjį elektrinį krūvį, ir **neutronai**, kurie neturi jokio krūvio. Abiejų rūšių nukleonai turi masę, artimą

1 a. v. masei. Protonų skaičių atomo branduolyje lemia tai, kuriam elementui tas atomas priklauso: 1 protonas — vandenilio, 2 protonai — helio, 3 protonai — ličio, ..., 92 protonai — urano.
Atomų rūšis, turinčias dar daugiau protonų branduolyje, gauna atomo fizikai dirbtiniu būdu. Iki 20 protonų turinčiuose branduoliuose neutronų skaičius yra beveik toks kaip protonų. Toliau neutronų skaičius didėja labiau nei protonų skaičius; taigi dažniausiai urano atomas turi 146 neutronus. Elemento branduolyje neutronų skaičius iki tam tikrų ribų gali kisti, dėl to egzistuoja elemento izotopai.

Pavyzdys. Elementas deguonis (8 protonai) susideda iš izotopų ^{16}O (8 protonai + 8 neutronai), ^{17}O (8 protonai + 9 neutronai) ir ^{18}O (8 protonai + 10 neutronų). Vyrauja izotopas, turintis 8 neutronus.
Bendras izotopo nukleonų skaičius yra **masės skaičius**.

Elektronas (simbolis e^-) yra mažiausias neigiamojo elektrinio krūvio vienetas. Dėl to, kad nepakitusio atomo apvalkalas turi tiek pat elektronų kaip ir jo branduolys protonų, atomas yra elektriškai neutralus.

Elektrono labai maža masė 0,00055 a. v. $= \frac{1}{1836}$ a. v.

4.2 Atomo elektroninio apvalkalo sandara

4.2.1 Atomo sandaros modelio ypatybės

Kaip sudedamosios atomo dalelės išsidėsčiusios atome ir kaip jos juda, tiesiogiai pamatyti negalima, nes dėl šių dalelių mažumo visos optinės pagalbinės priemonės yra per silpnos. Tačiau atlikta daug bandymų, iš kurių galima spręsti, kaip šios dalelės išsidėsčiusios ir kaip juda. Čia norima vaizdžiai parodyti struktūras, kuriomis remiantis galima būtų paaiškinti bandymų rezultatus. Tokios įsivaizduojamos struktūros vadinamos *modeliais*. Jie neatitinka realybės. Jei žinomas bent vienas vienintelis bandymo rezultatas, kuriam netinka modelis, šis turi būti tobulinamas arba keičiamas kitu.

4.2.2 Elektroninio apvalkalo sluoksninė sandara

Danų kilmės gamtos tyrinėtojas NILSAS BORAS (*Bohr*) 1913 metais pateikė tokį modelį: neigiamąjį elektrinį krūvį turinčius elektronus, skriejančius kaip planetos apskritiminėmis arba elipsinėmis orbitomis

apie teigiamąjį elektrinį krūvį turintį branduolį, veikia išcentrinė jėga taip, kad jie nenukristų ant branduolio. Kadangi elektronai išlaiko vidutinį atstumą nuo branduolio, jie turi potencinės energijos, o kadangi jie juda, jie taip pat turi kinetinės energijos; potencinė ir kinetinė energijos kartu sudaro bendrą elektrono energijos kiekį. Elektronai, skriejantys tolimesnėmis nuo branduolio orbitomis, turi daugiau energijos.
N. Boro teiginiai dėl apskritiminių ir elipsinių elektronų orbitų pasirodė prieštaringi ir per daug paprasti. Nepaisant to, Boro atomo modelis imtas pagrindu atomo elektroninio apvalkalo modeliui, kuris šiandien yra visuotinai pripažintas: elektronai yra erdvinėse, ne apribotose srityse, kurias galima įsivaizduoti kaip rutulio pavidalo simetriškas arba sudėtingesnes figūras. Elektronų, esančių toliau nuo centre esančio branduolio, energija didesnė. Aplink atomų branduolius yra nuo 1 iki 7 vidutinių atstumų arba energijos lygmenų, kurie vadinami **elektronų sluoksniais**. Jie nuo vidurio į išorę žymimi **pagrindiniu kvantiniu skaičiumi**, t. y. sluoksnio numeriu nuo 1 iki 7 (bendrai žymimi simboliu n) arba raidėmis *K, L, M, N, O, P* ir *Q*. Viename sluoksnyje daugiausia gali būti $2n^2$ elektronų.
Kad elektronai iš tiesų yra tokiuose sluoksniuose, t. y. tokiuose energijos lygmenyse, galima spręsti iš sunaudotos energijos, reikalingos vienam elektronui atskirti nuo atomo: kuo daugiau energijos jau turi elektronas, tuo mažiau jos reikia atskiriant elektroną nuo atomo.

4.2.3 Pavienių elementų elektroniniai apvalkalai

Kaip pavienių elementų elektroniniai apvalkalai yra užpildomi elektronais, geriausiai išreiškiama lentelėje (p. 36). Matome, kad išoriniai sluoksniai turi ne daugiau kaip 8 elektronus. Tokios medžiagos, kurios išoriniame sluoksnyje turi 8 elektronus, vadinamos inertinėmis dujomis. Jos visai nesudaro arba tik labai retai sudaro junginius su kitais atomais. Vienodi inertinių dujų atomai taip pat nesudaro molekulių (vienatomės dujos).
Atominiai junginiai visada susidaro keičiantis dalyvaujančių atomų elektroniniams apvalkalams. Visiškai arba 8 elektronais užpildytas išorinis sluoksnis yra ypač stabilios būsenos, kuriai pakisti nėra jokios priežasties. Priešingai, šios inertinių dujų būsenos elektroniniame apvalkale netgi siekia kiti elementai (↗ 4.4.2, 4.4.4, 4.4.5, 4.6.5).

4.3 Periodinė elementų sistema

4.3.1 Sutrumpinta periodinė sistema

Sutrumpinta periodinė sistema yra pateikiama 37 puslapyje. Ši sistema yra nepaprastai svarbi pagalbinė priemonė. Ji padeda susiorientuoti tarp gausybės elementų ir junginių, nes atskleidžia daugelį dėsningumų.

1. Pagrindinių grupių elementai tarpusavyje yra nepaprastai panašūs savo fizikinėmis ir cheminėmis savybėmis. Pavyzdžiui: I pagrindinės grupės elementai (*šarminiai metalai*) yra labai žemos lydymosi temperatūros, minkšti, labai reaktingi metalai. (Vandenilis nėra priskiriamas I pagrindinei grupei, bet gali joje būti.) VIII pagrindinė grupė (*inertinės dujos*) susideda iš vienatomių dujų, nepaprastai inertiškų ir negalinčių reaguoti.
2. Kiekvienoje pagrindinėje grupėje einant iš viršaus į apačią tolygiai keičiasi fizikinės ir cheminės savybės. Pavyzdžiui: VII pagrindinėje grupėje (*halogenai*) esantis fluoras yra bespalvės dujos, chloras yra gelsvai žalios lengvai suskystinamos dujos, bromas yra ryškiai rausvai rudas, lengvai garuojantis skystis, jodas yra pilkai juoda, lengvai besilydanti ir išgaruojanti kietoji medžiaga, astatas yra į metalą panaši kietoji medžiaga, kurios lydymosi ir virimo temperatūra aukštesnė nei jodo. Reaktingumas, einant nuo fluoro astato link, mažėja.
3. Iš kairiojo viršutinio kampo įstrižai į dešinįjį apatinį kampą besitęsianti linija skiria metalus nuo nemetalų. Šioje linijoje esantys elementai, taip pat ir kai kurie šalia jų pasižymi tarpinėmis metalų ir nemetalų savybėmis arba būna kaip metalai ir nemetalai.

4.3.2 Visa periodinė sistema

Pereinamieji elementai (visi jie yra metalai), taip pat gali būti išdėstyti periodinėje sistemoje. Jie sudaro **šalutines** periodinės sistemos **grupes** (↗ p. 158—159). Nemažai pereinamųjų elementų yra nepaprastai svarbūs, pavyzdžiui, chromas, manganas, geležis, nikelis, varis, cinkas, sidabras, platina, auksas, gyvsidabris.
Periodinė elementų sistema buvo sudaryta 1896 metais, remiantis vien tik tuo metu žinomų elementų savybėmis. Tai tikrai nepaprasta, nes dar nieko nežinota apie elektroną. Taip pat dar nebuvo atrasta daugelis elementų, tarp jų — visos inertinės dujos.

Elementų, turinčių nuo 1 iki 39 protonų, elektronų sluoksnių nuo *K* iki *O* užpildymas elektronais

	1	*2*	*3*	*4*	*5*	*6*	*7*	*8*	*9*	*10*	*11*	*12*	*13*
	H	**He**	Li	Be	B	C	N	O	F	**Ne**	Na	Mg	Al
K	1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
L			1	2	3	4	5	6	7	8	8	8	8
M											1	2	3

	14	*15*	*16*	*17*	*18*	*19*	*20*	*21*	*22*	*23*	*24*	*25*	*26*
	Si	P	S	Cl	**Ar**	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
K	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
L	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
M	4	5	6	7	8	8	8	9	10	11	13	13	14
N						1	2	2	2	2	1	2	2

	27	*28*	*29*	*30*	*31*	*32*	*33*	*34*	*35*	*36*	*37*	*38*	*39*
	Co	*Ni*	*Cu*	*Zn*	*Ga*	*Ge*	*As*	*Se*	*Br*	***Kr***	*Rb*	*Sr*	*Y*
K	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*	*2*
L	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*	*8*
M	*15*	*16*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*	*18*
N	*2*	*2*	*1*	*2*	*3*	*4*	*5*	*6*	*7*	*8*	*8*	*8*	*9*
O											*1*	*2*	*2*

Mes įsivaizduojame, kad, einant nuo vandenilio tolyn, atomo branduolyje palaipsniui didėjant po vieną protonų skaičių, susidaro sunkesni atomai. Su kiekvienu protonu atomo elektroniame branduolio apvalkale turi taip pat padaugėti vienu elektronu; šioje lentelėje matyti, kuriame sluoksnyje atsiranda naujas elektronas. Jis pereina į naują sluoksnį, kai iki tol buvęs išorinis sluoksnis visiškai užsipildo (kaip **He** atveju) arba jau turi 8 elektronus (kaip **Ne**, **Ar**, **Kr** ir kitoje lentelės dalyje esančių **Xe** ir **Rn** atveju). Minėti elementai yra inertinės dujos. Pereinamųjų elementų (šioje lentelėje elementai nuo Sc iki Zn bei Y) ne tik išorinis, bet ir prieš jį esantis sluoksnis nevisiškai užpildytas elektronais

Sutrumpinta periodinė elementų sistema

Ši sistema sudaryta taip, kad elementai pagal protonų skaičių išdėstyti eilėmis, kurių kiekviena baigiasi inertinėmis dujomis. Šioje sistemoje pereinamieji elementai praleisti. Dėl to vienas po kitu stulpelyje esantys elementai išoriniame sluoksnyje turi vienodą elektronų skaičių (išimtis He).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1,01 **H** 1							4,00 **He** 2
2	6,94 **Li** 3	9,01 **Be** 4	10,8 **B** 5	12,0 **C** 6	14,0 **N** 7	16,0 **O** 8	19,0 **F** 9	20,2 **Ne** 10
3	23,0 **Na** 11	24,3 **Mg** 12	27,0 **Al** 13	28,1 **Si** 14	31,0 **P** 15	32,1 **S** 16	35,5 **Cl** 17	39,9 **Ar** 18
4	39,1 **K** 19	40,1 **Ca** 20	69,7 **Ga** 31	72,6 **Ge** 32	74,9 **As** 33	79,0 **Se** 34	79,9 **Br** 35	83,8 **Kr** 36
5	85,5 **Rb** 37	87,6 **Sr** 38	115 **In** 49	119 **Sn** 50	122 **Sb** 51	128 **Te** 52	127 **I** 53	131 **Xe** 54
6	133 **Cs** 55	137 **Ba** 56	204 **Ti** 81	207 **Pb** 82	209 **Bi** 83	209 **Po** 84	210 **At** 85	222 **Rn** 86
7	223 **Fr** 87	226 **Ra** 88						

Vienoje horizontalioje eilutėje esantys elementai sudaro **periodą**, o viename vertikaliame stulpelyje esantys elementai sudaro **pagrindinę grupę**.

Prie elementų simbolių esantys skaičiai reiškia: apačioje — protonų skaičių, viršuje — atominę masę (suapvalintą). Ties vertikalia mėlyna linija praleisti pereinamieji elementai. Tipiški metalai yra mėlynuose laukeliuose, tipiški nemetalai — pilkuose

4.4 Pagrindinės ryšių rūšys ir struktūros

4.4.1 Metališkasis ryšys

Elementiniuose metaluose vienodos rūšies atomai tam tikra tvarka yra glaudžiai tarpusavyje išsidėstę. Elektrinis metalų laidumas yra gerokai didesnis nei beveik visų nemetalų. Dauguma metalų yra kalūs, t. y. jie plastiškai deformuojasi, neprarasdami savo paprastai didelio tvirtumo.

Pagal plačiai naudojamą modelį tai galima paaiškinti paprastu būdu: metalą sudarančių atomų išorinio sluoksnio elektronai nėra susiję su konkrečiais atomais, bet visi kartu sudaro paslankias, neigiamai įkrautas elektronines dujas. Iš atomų sudarytas atominis skeletas („karkasas") yra įkrautas teigiamai, nes jame protonų skaičius viršija elektronų skaičių. Šis teigiamai įkrautas atominis skeletas vadinamas *metalų jonais.* Dėl elektrostatinės sąveikos tarp neigiamųjų elektroninių dujų ir teigiamųjų metalo jonų atominiame junginyje susidaro tvirtas tarpusavio ryšys. Šios rūšies ryšys vadinamas metališkuoju ryšiu. Atominis junginys yra *metalo kristalas.*

Vietoj sąvokos „metalo kristalas" taip pat vartojama sąvoka *metalo gardelė.* Tačiau pirmiausia gardelė suprantama ne kaip kristalas, bet tik kaip geometriškai išsidėsčiusios kristalo sudedamosios dalys, kurios išryškėja sujungus kristalo sudedamųjų dalių vidurio taškus tiesėmis. Jei metalo laidininkas įjungiamas į elektros grandinę ir tarp jo galų sudaroma įtampa, tada įtampos kritimo kryptimi juda tik elektroninės dujos. Elektronai laidininke neatsiranda vos tik prijungus srovės šaltinį, jie laidininke egzistuoja visą laiką, kaip vanduo vandentiekyje.

Daugelio metalų kalumas (plastiškumas) gali būti suprantamas kaip metalo kristalo atominių sluoksnių tarpusavio slydimas. Įterpti svetimi atomai (pavyzdžiui, anglies atomai geležyje) gali kliudyti šiam slydimo procesui. Dėl to tokie metalai būna kietesni. *Lydiniuose* didesnis ar mažesnis vieno metalo atomų skaičius yra pakeistas kito metalo atomais (pavyzdžiui, žalvaryje dalis vario atomų pakeista cinko atomais). Taip pat lydiniai dažnai yra atsparesni deformacijai nei gryni metalai.

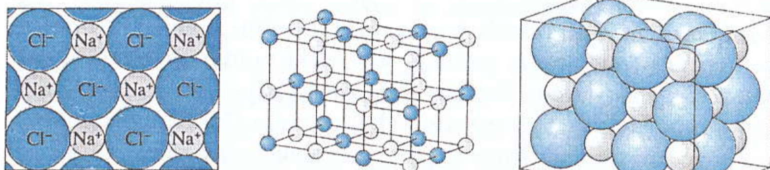
4.4.2 Joninis ryšys

Jonų susidarymas. Metalų ir nemetalų cheminis jungimasis priklauso nuo nemetalo atomų polinkio savo elektroninio apvalkalo išorinį sluoksnį užpildyti papildomais elektronais taip, kad jis turėtų tiek elektronų, kiek jų turi inertinių dujų atomai išoriniame sluoksnyje. Nemetalo atomai šiuos papildomus elektronus paima iš metalo atomų.

Inertinių dujų būsena akivaizdžiai yra mažiausios santykinės energijos būsena. Apskritai gamtoje yra siekiama mažiausios energijos būsenos, kai energija iš išorės nėra suteikiama dirbtinai. Kad pasiektų inertinių dujų būseną, vandenilio atomas turi prisijungti 1 elektroną, VII pagrindinės grupės atomams taip pat reikia 1 papildomo elektrono, VI pagrindinės grupės atomams reikia 2, V pagrindinės grupės atomams — 3 ir IV pagrindinės grupės atomams — 4 papildomų elektronų. Periodinės elementų sistemos pagrindinių grupių metalų atomai visada netenka išorinio sluoksnio elektronų, pereinamųjų elementų atomai — taip pat papildomų elektronų iš antrojo nuo išorės sluoksnio.

Elektronams pereinant nuo metalo atomų prie nemetalo atomų, protonų skaičius atomų branduoliuose išlieka nepakitęs, todėl šio proceso metu nemetalo atomai įgyja neigiamąjį krūvį, o metalo atomai — teigiamąjį. Elektrinį krūvį turintys atomai vadinami **jonais.** Priešingai įkrauti jonai elektrostatiškai vienas kitą traukia ir sudaro erdvėje tvarkingos sandaros **joninį kristalą.** Aprašytos struktūros junginiai vadinami joniniais junginiais, arba **druskomis.**

Joninių kristalų sandara ir savybės. Jonų išsidėstymo tvarka joniniame kristale daugiausia priklauso nuo jonų skaitinio santykio ir jų vidutinių matmenų. Pavyzdžiui, natrio chloridas (valgomoji druska) sudaro stačiakampio struktūrą. Taigi aišku, kodėl idealios sandaros valgomosios druskos kristalai yra stačiakampio gretasienio formos: išorinės kristalo plokštumos sudarytos iš joninių sluoksnių. Kai garinant valgomosios druskos tirpalą auga natrio chlorido kristalas, iš visų pusių vienas ant kito klojasi vis naujas joninis sluoksnis. Tačiau tik pagal savo vidinę sandarą kristalas yra joninis junginys; išorinės jo plokštumos tokios nėra. Be termino „joninis kristalas" vartojama ir *joninė gardelė,* kurią atitinka sąvoka „metalo gardelė" (↗ 4.4.1).



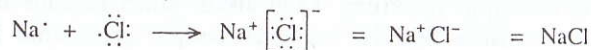
4.4.2-1 pav. Kristalinio natrio chlorido sandara. Plokščiasis pjūvis (kairėje), kristalinės gardelės modelis (viduryje) ir fragmento modelis (dešinėje) su įsivaizduojamomis išorinėmis plokštumomis

Priešingai nei metalų kristaluose, druskų kristaluose joniniai sluoksniai slysti vienas kitu negali, nes vienodą krūvį turintys jonai, kurie vienas kitą stumia, turėtų laikinai suartėti. Be to, dviejų rūšių jonai taip pat dažnai turi skirtingus vidutinius matmenis. Dėl to druskų kristalai yra trapūs.

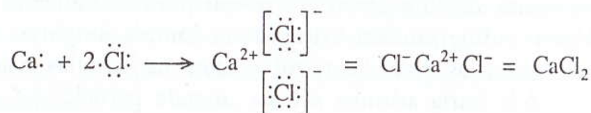
Paprastos sandaros druskų pavadinimas. Pirmiausia nurodomas druskoje esančio metalo pavadinimas kilmininko linksniu. Paskui nurodomas mokslinis nemetalo pavadinimas su galūne *-idas*.

Pavyzdžiai. NaH — natrio *hidridas*, Al_4C_3 — aliuminio *karbidas*, Mg_3N_2 — magnio *nitridas*, Li_3P — ličio fosfidas, CaO — kalcio *oksidas*, ZnS — cinko *sulfidas*, KF — kalio *fluoridas*, $BaCl_2$ — bario *chloridas*, AgBr — sidabro *bromidas*, LiI — ličio *jodidas*.

Druskų formulės. Junginių susidarymo procesas bei junginių sandara vaizdžiau parodoma elektroninėmis formulėmis. **Elektroninėje formulėje** aplink atitinkamo elemento simbolį taškais yra vaizduojami išorinio sluoksnio elektronai — **valentiniai (išoriniai) elektronai.** Perteklinių arba trūkstamų elektronų skaičius, atitinkantis jono elementariųjų krūvių skaičių, nurodomas virš simbolio, dešinėje pusėje, su minuso arba pliuso ženklu ir atitinkamu koeficientu.







Kad būtų paprasčiau, druskų formulės rašomos ne tik be taškų, vaizduojančių valentinius elektronus, bet taip pat be jonų krūvį rodančių „+" ir „–" ženklų. Tačiau reikia prisiminti, kad druską visada sudaro jonai. Taigi, pavyzdžiui, formulė $BaCl_2$ atitinka ne bario chlorido molekulę, bet bario chlorido, susidedančio iš bario Ba^{2+} ir chlorido Cl^- jonų, struktūros vienetą.

Kai druskos susidaro iš elementų, *nemetalo* atomų prijungiamas elektronų skaičius yra pastovus. Taigi atskiri tipiškų nemetalų atomai sudaro vien tik jonus F^-, Cl^-, Br^-, I^-, O^{2-}, S^{2-}, N^{3-} ir C^{4-}. Susidarant druskoms, iš tam tikros rūšies metalo atomų paimamų elektronų skaičius visada yra pastovus tik kai kuriems metališkiesiems I ir II pagrindinės grupės elementams. Iš aliuminio ir šalutinės grupės elemento cinko atomų taip pat visada yra paimami tik visi išorinio elektroninio sluoksnio elektronai. Šiems elementams egzistuoja tokie jonai: Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}. Beveik visų kitų metališkųjų elementų atiduotų elektronų skaičius priklauso nuo reakcijos sąlygų. Pavyzdžiui, geležis sudaro Fe^{2+} ir Fe^{3+} jonus, varis — Cu^+ ir Cu^{2+} jonus; atitinkamai galima gauti du skirtingus geležies chloridus, kurių formulės $FeCl_2$ ir $FeCl_3$, arba du vario oksidus, kurių formulės Cu_2O (raudonasis) ir CuO (juodasis). Čia metalų jonų teigiamų elementariųjų krūvių skaičių reikia taip pat nurodyti junginių pavadinime: $FeCl_2$ — geležies(II) chloridas (skaitoma: geležies du chloridas), $FeCl_3$ — geležies(III) chloridas, Cu_2O — vario(I) oksidas, CuO — vario(II) oksidas.

Druskų formulė paprasčiausiu būdu gaunama, kai jonų krūvių skaičiai be ženklų parašomi kryžmai prie atitinkamų junginio komponentų kaip indeksai (kryžminė taisyklė) ir tada, jei įmanoma, ši skaičių pora dar prastinama kaip trupmena. Pavyzdžiui, švino(IV) oksidas susideda iš Pb^{4+} ir O^{2-} jonų. Pagal kryžminę taisyklę gaunama formulė Pb_2O_4. Čia indeksai rodo tik santykį, kurį galima suprastinti iš 2: $Pb_2O_4 = Pb_1O_2 = \mathbf{PbO_2}$.

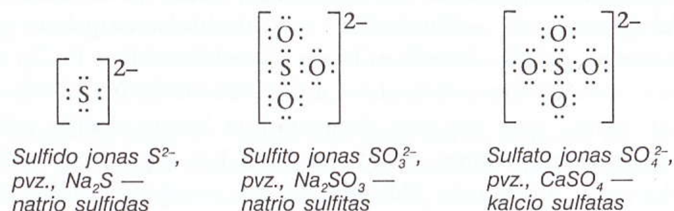
Darant atvirkščiai, metalo jono krūvis yra lengvai apskaičiuojamas pagal druskos formulę, kai nemetalo jono krūvis yra žinomas, o druskos struktūros vieneto krūvių suma būna lygi nuliui.

Pavyzdys. Siera ir geležis jungiasi į geležies sulfidą, kurio formulė FeS. Čia sieros jonas visada yra įkrautas dvigubu neigiamuoju krūviu, todėl geležies jonas gali būti įkrautas tik dvigubu teigiamuoju krūviu. Vadinasi, kalbama apie geležies(II) sulfidą.

4.4.3 Kompleksų susidarymas iš nemetalų jonų

Paprasto neigiamojo jono, turinčio inertinių dujų elektroninio apvalkalo sandarą, kiekviena elektronų pora gali taip užpildyti išorinį deguonies atomo elektronų sluoksnį, kad deguonies atomas įgytų elektroninį (pseudo)neono apvalkalą. Minėta elektronų pora nuo neigiamojo jono nėra atskiriama, bet toliau priklauso jo elektroniniam apvalkalui. Ši bendroji elektronų pora veikia taip, kad neigiamasis jonas būtų susijęs su deguonies atomu. Taip formaliai iš paprastų jonų susidaro kompleksiniai to paties krūvio jonai, kurie, lygiai taip pat kaip paprasti jonai, gali būti druskose.

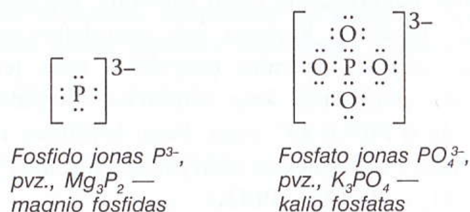
Pavyzdžiai



Sulfido jonas S^{2-}, pvz., Na_2S — natrio sulfidas

Sulfito jonas SO_3^{2-}, pvz., Na_2SO_3 — natrio sulfitas

Sulfato jonas SO_4^{2-}, pvz., $CaSO_4$ — kalcio sulfatas



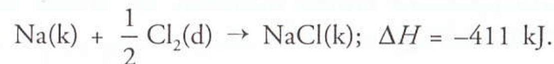
Fosfido jonas P^{3-}, pvz., Mg_3P_2 — magnio fosfidas

Fosfato jonas PO_4^{3-}, pvz., K_3PO_4 — kalio fosfatas

4.4.4 Druskos kristalo (gardelės) entalpija

Druskų sandara tampa dar aiškesnė išsamiau panagrinėjus energijos pokyčius, kurie vyksta iš elementų susidarant druskai.

Pavyzdys. Natrio chloridas susidaro taip:



$$Na(k) + \frac{1}{2}Cl_2(d) \rightarrow NaCl(k); \ \Delta H = -411 \text{ kJ}.$$

Šis procesas susideda iš keleto kitų procesų, kurių vieniems reikia panaudoti energiją, o kitų metu energija išsiskiria. Susidarant vienam moliui NaCl, iš viso išsiskyrusi –411 kJ energija gaunama, kai susumuojami sunaudotos ir laisvai išsiskyrusios energijos kiekiai.

Endoterminiai procesai

1) 1 molio Na metalo kristalų išskaidymas į pavienius atomus (natrio garavimo šiluma) .... +109 kJ;

2) $\frac{1}{2}$ molio Cl_2 molekulių suskaidymas į atomus (chloro molekulių disociacijos šiluma) .... +121 kJ;

3) valentinių elektronų atskyrimas iš 1 molio Na atomų (natrio jonizacijos energija) .... +502 kJ.

1) + 2) + 3) = <u>+732 kJ</u>

Egzoterminiai procesai

4) Nuo natrio atomų atskeltų elektronų prijungimas prie chloro atomų, susidariusių iš $\frac{1}{2}$ molio Cl_2 molekulių (chloro elektroninis giminingumas) .... –363 kJ;

5) susidariusių natrio ir chlorido jonų tarpusavio jungimasis į joninį kristalą (natrio chlorido kristalo entalpija) .... –780 kJ.

4) + 5) = <u>–1143 kJ</u>

+732 kJ + (–1143 kJ) = <u>**–411 kJ**</u>

Svarbu tai, kad chloro elektroninio giminingumo reikšmė yra daug mažesnė nei natrio chlorido kristalo entalpija. Kad iš metalo natrio ir chloro dujų susidarytų natrio ir chlorido jonai, turi vykti intensyvus endoterminis procesas. Tik kartu jungiantis į kristalą jonams susidaro energijos perteklius.

4.4.5 Laisvai judantys jonai

Išlydžius kristalus arba ištirpinus juos vandenyje, joninę kristalinę gardelę sudarantys jonai tampa laisvai judančiais jonais. Tipiškos druskos lydosi tik esant keletui šimtų laipsnių temperatūrai, nes griežta tvarka joniniame kristale suardoma, kai druskai suteikiama energija, viršijanti kristalo entalpiją.

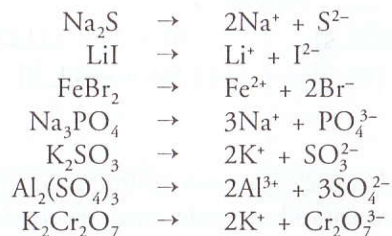
Nors druskos lydale teigiamieji ir neigiamieji jonai visada dar tarpusavyje liečiasi, tačiau jie gali vienas kito atžvilgiu slysti. Ištirpinus druską vandenyje, jonus vienas nuo kito izoliuoja vandens molekulės (↗ 4.6.3).

Kadangi lydale arba tirpale jonai gali laisvai judėti, tai:

1) prie elektriškai įkrautų elektrodų, kurie yra pamerkti į druskos lydalą arba tirpalą, yra pritraukiami jonai. Taigi druska laipsniškai skaidoma elektra (elektrolizė, ↗ 5.2.4). Elektrolizės metu prie elektronus atiduodančio elektrodo (katodo) juda teigiamieji jonai (katijonai), o prie elektronus paimančio elektrodo (anodo) juda neigiamieji jonai (anijonai). Dėl šio judėjimo pastovios įtampos lauke atsirado ir jono pavadinimas (gr. *jonas* — keliaujantis).
2) judančios dalelės, kurios turi krūvį, sudaro elektros srovę. Dėl to druskų lydalai ir druskų tirpalai, priešingai nei kietosios druskos, yra laidūs elektrai.
3) skirtingų rūšių jonai druskos tirpale gali nepriklausomai vieni nuo kitų reaguoti.

Kaip susidaro laisvai judėti galintys jonai, galima užrašyti reakcijų lygtimis.

Pavyzdžiai



$Na_2S \rightarrow 2Na^+ + S^{2-}$
$LiI \rightarrow Li^+ + I^{2-}$
$FeBr_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2Br^-$
$Na_3PO_4 \rightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}$
$K_2SO_3 \rightarrow 2K^+ + SO_3^{2-}$
$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
$K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2K^+ + Cr_2O_7^{3-}$
Kalio dichromatas

Jonai turi visiškai kitokias savybes nei atitinkami atomai arba molekulės.

Pavyzdžiai. Elementinis kalis K audringai reaguoja su vandeniu susidarant vandeniliui H_2. Sieros trioksidas SO_3 jungiasi su vandeniu H_2O susidarant sieros rūgščiai H_2SO_4 ir išsiskiriant šilumai. Tirpinant kalio sulfito K_2SO_3 druską vandenyje minėtos reakcijos nevyksta.

Užtat su tirpalu galima atlikti visas reakcijas, kurios yra būdingos kalio jonams K^+ kalio druskų tirpaluose ir sulfito jonams SO_3^{2-} sulfitų tirpaluose.

4.4.6 Kovalentinis ryšys (atominis ryšys)

Visi metalų atomai turi lengvai atskeliamus elektronus, kurie gali užpildyti išorinį nemetalų atomų elektronų sluoksnį, susidarant inertinių dujų atomo būsenai.

Jungiantis nemetalų atomams inertinių dujų būsena pasiekiama susidarant elektronų poroms, kurios paskui bendrai priklauso abiejų atomų elektroniniams apvalkalams. Šios poros vadinamos **bendraisiais**, arba **jungiamaisiais elektronais**. Jos nurodytos 46 puslapyje pateikiamoje lentelėje.

Vandenilio molekulė H_2. Abiejų H atomų elektronai sudaro elektronų porą, kuri priklauso abiem atomams. Taigi kiekvienas H atomas turi elektroninį helio apvalkalą. Atomai išlieka kartu dėl bendrosios elektronų poros. Bendroji elektronų pora taip pat gali būti žymima brūkšniu. Taip iš elektroninės formulės gaunama **grafinė formulė**. Čia ryšio jėga veikia ne į visas puses, kaip esant elektrostatinei sąveikai, tačiau tik tarp tų dviejų atomų, vietoj neapibrėžto dydžio atomų junginio susidarant H_2 molekulėms.

Chloro molekulė Cl_2. Dviejų chloro atomų nesuporuoti elektronai sudaro bendrąją elektronų porą, dėl to kiekvienas chloro atomas turi po aštuonis elektronus ir įgyja elektroninį (pseudo)argono apvalkalą kaip ir greta periodinėje elementų sistemoje esantis argonas. Bendroji elektronų pora grafinėje formulėje vėl žymima ryšį vaizduojančiu brūkšniu. Dažnai nejungiančiosios elektronų poros taip pat vaizduojamos brūkšniais.

Metano molekulė CH_4. Čia anglies atomas turi elektroninį (pseudo)neono apvalkalą, o keturi vandenilio atomai turi po elektroninį (pseudo)helio apvalkalą.

Kai kurių molekulių sandara

Bendroji formulė	Elektroninės atomų formulės	Elektroninė molekulės formulė	Grafinė molekulės formulė	Panašios sandaros molekulės
H_2	H· ·H	H:H	H–H	
Cl_2	:C̤̈l· ·C̤̈l:	:C̤̈l:C̤̈l:	|C̅l–C̅l|	F_2, Br_2, I_2
CH_4	H H·Ċ·H H	H H:C:H H	H H–C–H H	SiH_4
NH_3	H·N̈·H H	H:N̈:H H	H–N̄–H H	PH_3, AsH_3
H_2O	H·Ö·H	H:Ö:H	H–Ō–H	H_2S
HCl	H· ·C̤̈l:	H:C̤̈l:	H–C̅l|	HF, HBr, HI
O_2	·Ö· ·Ö·	Ö::Ö	Ō=Ō	
CO_2	·Ö· ·Ċ· ·Ö·	Ö::C::Ö	Ō=C=Ō	CS_2
C_2H_4	H· ·H Ċ Ċ H· ·H	H. .H C::C H˙ ˙H	H H C=C H H	
N_2	:N· ·N:	:N:::N:	|N≡N|	
C_2H_2	H·Ċ Ċ·H	H:C:::C:H	H–C≡C–H	

Čia elektronai dėl savo vienodo krūvio vieni kitus stumia taip, kad jie vienas nuo kito nutoltų kuo toliau. Dėl to keturios bendrosios elektronų poros yra ne vienoje plokštumoje, bet tolygiai išsidėsčiusios erdvėje apie centrinį anglies atomą (↗ deimantas, 4.4.6-1 pav., nuo 7.2.3-1 iki -3 pav.). Kad būtų paprasčiau, rašant formulę vengiama vaizduoti erdviniu būdu.

Tokiu pat principu yra sudarytos amoniako NH_3, vandens H_2O ir vandenilio chlorido HCl molekulės. Tik šiose molekulėse bendrųjų elektronų porų skaičius yra mažesnis, o nejungiančiųjų elektronų porų skaičius — atitinkamai didesnis.

Deguonies molekulė O_2. Kai du atomai įgyja dvi bendrąsias elektronų poras, susidaro dvigubasis ryšys. Tik šiuo atveju kiekvienas deguonies O atomas įgyja elektroninį neono apvalkalą. (Tiksliau, deguonies atomų ryšys yra šiek tiek sudėtingesnis, tačiau į tai galima neatsižvelgti.) Panašūs dvigubieji ryšiai taip pat yra anglies dioksido CO_2 ir eteno C_2H_4 molekulėse.

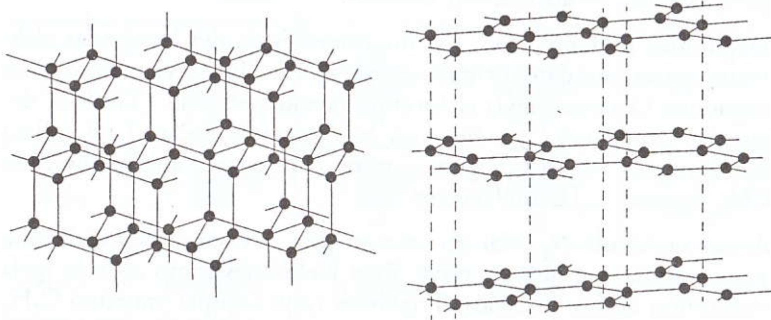
Azoto molekulė N_2. Kai du atomai įgyja tris bendrąsias elektronų poras, susidaro trigubasis ryšys. Taip kiekvienas azoto atomas įgyja elektroninį neono apvalkalą. Trigubasis ryšys taip pat yra etino C_2H_2 molekulėje.

Elementinės anglies atominiai junginiai. Keturgubasis ryšys, būtinas C_2 molekulei susidaryti, nors ir yra teoriškai įsivaizduojamas, tačiau nesusidaro. Elementinės anglies atomas elektroninį inertinių dujų apvalkalą dažniausiai įgyja kitais dviem būdais.

Deimanto struktūra. Kiekvienas anglies atomas su keturiais gretimais anglies C atomais sudaro po vieną bendrąją elektronų porą. Jei kiekvienas anglies C atomas įsivaizduojamas taisyklingo tetraedro centre, tada gretimi C atomai yra keturiuose tetraedro kampuose. Taip susidaro nepaprastai didelis, vien tik iš kovalentiniais ryšiais tarpusavyje susijusių atomų sudarytas kristalas. Ši struktūra paaiškina, kodėl deimantas toks kietas ir trapus.

Grafito struktūra. Kiekvienas anglies C atomas su trimis gretimais, toje pačioje plokštumoje esančiais C atomais sudaro po vieną bendrąją elektronų porą. Dėl to iš anglies atomų susidaro plokščias, nepaprastai išplitęs, korėtas sluoksnis. Grafito kristale tokie sluoksniai

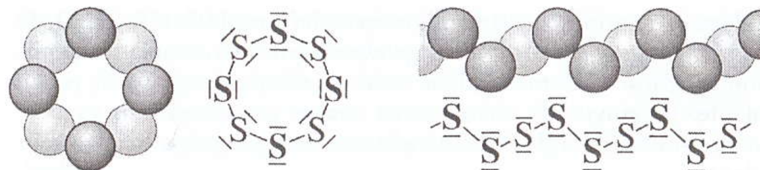
yra išsidėstę vienas virš kito. Nors ketvirtieji išoriniai elektronai taip pat tarpusavyje sąveikauja, tačiau yra beveik nesuporuoti ir gali laisvai judėti kaip metalų atomų išoriniai elektronai. Tai paaiškina, kodėl grafitas yra laidus elektrai.
Kalnakasybos būdu gaunamas mineralinis grafitas turi tepamųjų savybių, nes plokštieji atominiai sluoksniai yra paslankūs vienas kito atžvilgiu. Tačiau grafitas, susidedantis iš daugybės mažų kristalėlių, kaip ir dirbtiniu būdu gautas sintetinis grafitas, yra kietas ir trapus, nes atominiai sluoksniai nėra tvarkingai išsidėstę.



4.4.6-1 pav. Deimanto (kairėje) ir grafito (dešinėje) kristalų struktūra. Abiem atvejais anglies atomai yra išsidėstę šešiakampio kampuose; deimante šie šešiakampiai yra per pusę perlinkę, grafite — plokšti. Deimante atominiai sluoksniai yra arčiau vienas kito ir susieti kovalentiniais ryšiais

Kitų nemetalų struktūra. Trečiojo ir tolesnių periodų nemetalai nėra linkę sudaryti dvigubuosius ir trigubuosius ryšius. Todėl tarp ketvirtosios, penktosios ir šeštosios pagrindinės grupės elementų apskritai nepasitaiko dviatomių molekulių. Silicis sudaro kristalus, panašius į deimanto kristalus, fosforas ir arsenas sudaro plokščius, tinklo pavidalo atominius junginius bei tetraedro formos keturatomes molekules, sieros ir seleno atomai sudaro grandines bei žiedus.

Anglies junginių grandinės ir žiedai. Plastiškosios sieros grandinės yra mažai stabilios ir savaime vėl virsta S_8 žiedais. Anglies atomai, priešingai, sudaro visiškai stabilias bet kokio dydžio zigzagines grandines ir žiedus, kai anglies C atomų išorinis elektroninis apvalkalas papildomas iki aštuonių elektronų, susidarius junginiams su vandeni-



4.4.6-2 pav. Sieros molekulių formų įvairovė
Sieros kristaluose yra žiedą sudarančios S_8 molekulės (kairėje). Plastinė siera, kuri gaunama staiga atšaldžius karštą verdantį sieros lydalą, daugiausia susideda iš vingiuotos, be galo ilgos grandinės molekulių

lio ar kitų nemetalų atomais. Todėl anglies junginių yra gausybė. Vien dėl to anglies chemija sudaro atskirą chemijos mokslo šaką, kuri vadinama organine chemija (↗ 7).

4.4.7 Stechiometrinis valentingumas

Jau seniai įvesta papildoma sąvoka „stechiometrinis valentingumas“ (čia tiesiog valentingumas) reiškia atomų rūšies gebėjimą sudaryti ryšių *skaičių* su kitos rūšies atomais, susidarant junginiui. Nors šiuolaikinė cheminio ryšio teorija šia tema pateikia gausybę išvadų, senoji valentingumo sąvoka būtent dėl savo paprastumo vis dar yra naudinga: atomo valentingumą atitinka vandenilio atomų skaičius, kurį jis prijungia arba pakeičia. Kas turima omenyje, aiškinama tolesniais pavyzdžiais.

Vandenilio junginiai. Vandenilis visada yra vienvalentis. Junginiuose NaH, HBr, CaH_2, H_2O, H_2S, NH_3, AlH_3, CH_4, SiH_4 elementai Na ir Br yra vienvalenčiai, Ca, O ir S — dvivalenčiai, N ir Al — trivalenčiai, C ir Si — keturvalenčiai.

Oksidai. Deguonis visada būna dvivalentis. Kalcio oksido CaO kalcio atomas pavaduoja du vandenilio atomus vandens H_2O molekulėje, dėl to kalcis CaO yra dvivalentis. Cl_2O_7 molekulės du chloro atomai pavaduoja iš viso 14 vandenilio atomų septyniose H_2O molekulėse; dėl to chloro atomai junginyje Cl_2O_7 yra septynvalenčiai. Analogiškai galima nustatyti elementų valentingumą sulfiduose, remiantis H_2S pavyzdžiu.

Halogenidai. Halogenų atomai (↗ 4.3.1) paprasčiausios sandaros junginiuose su kitų periodinės elementų sistemos grupių atomais (išskyrus oksiduose) visuomet yra vienvalenčiai.

Halogenų junginių su vandeniliu formulės yra: HF, HBr, HCl, HI ir HAt. Junginyje $FeCl_3$ vienas geležies atomas pavaduoja vandenilio atomus trijose HCl molekulėse, todėl geležis junginyje $FeCl_3$ yra trivalentė. Junginyje SF_6 vienas sieros atomas pavaduoja šešis vandenilio atomus šešiose HF molekulėse, todėl siera junginyje SF_6 yra šešiavalentė.

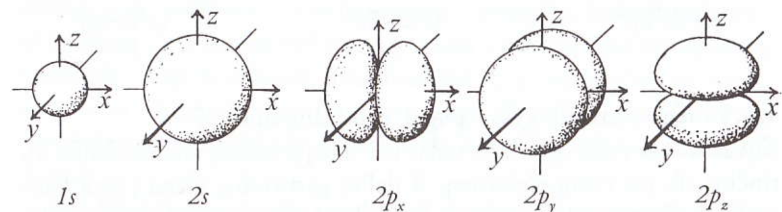
Jono valentingumą rodo jono elementariųjų krūvių skaičius(↗ 4.2.2). Tai tinka ir kompleksiniams nemetalų jonams: fosfato jonas PO_4^{3-} yra trivalentis jonas.
Atomo valentingumą junginyje, sudarytame ne iš jonų, dažniausiai atitinka skaičius bendrųjų elektronų porų, kurias atomas turi sudaryti su junginio komponentais, kad įgytų inertinių dujų būseną išoriniame elektronų sluoksnyje (↗ 4.4.6). Išimtys yra šios, pavyzdžiui: NO, NO_2, SO_2, SO_3, SF_6, PCl_5.
Valentingumo sąvoka taip pat taikoma molekulių dalims (atomų grupėms, liekanoms): atomų grupė $-CH_3$ yra vienvalentė, o atomų grupė $-CH_2-$ — dvivalentė liekana.
Graikiškieji skaitvardžiai mono-, di-, tri-, tetra-, penta- ir t. t. junginių pavadinimuose rodo ne valentingumą, o tik atomų skaičių molekulėse arba struktūros vienetuose.

4.5 Orbitalių modelis

4.5.1 Pasluoksniai ir orbitalės

Kas yra kovalentinis ryšys, geriau suprantama įsivaizduojant elektroninio apvalkalo sandarą. Kaip buvo išdėstyta skyriuje 4.2.2, elektroninio apvalkalo elektronai gali būti išsidėstę septyniais energijos lygmenimis, kurie vadinami elektronų sluoksniais. Taigi galima laikyti, kad atomo elektronai, esantys tame pačiame sluoksnyje, turi vienodą energijos kiekį. Tačiau tai tinka tik pirmajam sluoksniui (*K* sluoksniui). Sluoksniai nuo *L* iki *Q* yra suskirstyti į pasluoksnius, kuriuose esančių elektronų energijos kiekiai šiek tiek skiriasi. Antrasis sluoksnis (*L* sluoksnis) susideda iš dviejų pasluoksnių, trečiasis sluoksnis (*M* sluoksnis) — iš trijų pasluoksnių ir t. t.
Pasluoksniai žymimi raidėmis *s*, *p*, *d* ir *f*. *s* pasluoksnis turi du elektronus, *p* pasluoksnis — šešis, *d* pasluoksnis — dešimt, o *f* pasluoksnis — keturiolika elektronų. Atitinkamai pirmasis sluoksnis (turintis daugiausiai 2 elektronus) sudarytas tik iš vienintelio *s* pasluoksnio, antrasis sluoksnis (turintis daugiausiai 8 elektronus) sudarytas iš vieno *s* ir vieno *p* pasluoksnio, trečiasis sluoksnis (turintis daugiausia 18 elektronų) sudarytas iš vieno *s* pasluoksnio, vieno *p* pasluoksnio ir vieno *d* pasluoksnio. Toliau kalbėsime tik apie *K* sluoksnį ir *L* sluoksnį.

Pasluoksniuose pavieniai arba suporuotieji elektronai yra erdvės srityse, vadinamose *orbitalėmis*. Pavienių atomų orbitalės tiesiog vadinamos *atominėmis orbitalėmis*. Nors orbitalių ribos išoriškai nėra tiksliai apibrėžtos, vis dėlto galima nusakyti jų formą: *s* orbitalė atomo branduolį apgaubia kaip rutulys, *p* orbitalė susideda iš dviejų vienodo dydžio dalių, simetriškų ašiai, kuri kartu eina per atomo branduolį.
K sluoksnį (pirmąjį sluoksnį) sudaro tik viena *s* orbitalė (žymima simboliu 1*s*), *L* sluoksnis (antrasis sluoksnis) turi vieną mažesnių vidutinių matmenų *s* orbitalę bei vieną didesnių vidutinių matmenų *s* orbitalę ir gali turėti iki trijų *p* orbitalių, kurių ašys tarpusavyje yra statmenos ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ orbitalės). Kai orbitalė turi du elektronus, jie abu nuolatos sukasi priešingomis kryptimis apie savo ašį, taigi jie turi priešingus *sukinius*.



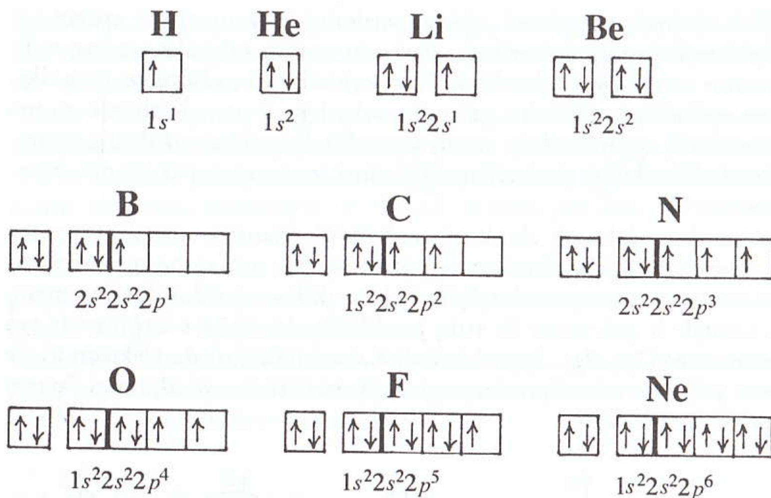
4.5.1-1 pav. K sluoksnio ir L sluoksnio orbitalės

4.5.2 Langelių žymėjimo ir formulių užrašymo būdai

Atomo elektroninio apvalkalo orbitalės yra įsiskverbusios viena į kitą. Todėl didelių atomų elektroninio apvalkalo sandaros beveik neįmanoma pavaizduoti paprastais modeliais. Tam taikomi simboliniai vaizdavimo būdai. Kai yra *langelių žymėjimo būdas*, kvadratinis langelis atitinka orbitalę, rodyklė — elektroną, be to, rodyklės kryptis simbolizuoja sukinį.

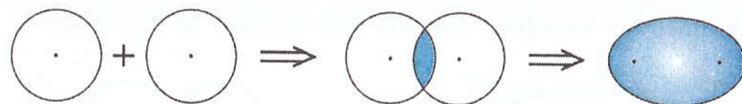
Formulių užrašymo būdas papildo ir paaiškina langelių užrašymo būdą. Didysis skaitmuo reiškia sluoksnio numerį, raidė atitinka pasluoksnį, laipsnis rodo elektronų skaičių tame pasluoksnyje.

Tuomet atomams, turintiems nuo 1 iki 10 elektronų, gaunama:

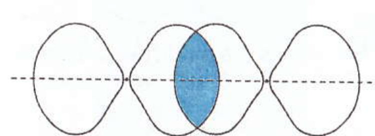


4.5.3 Kovalentinis ryšys pagal orbitalių modelį

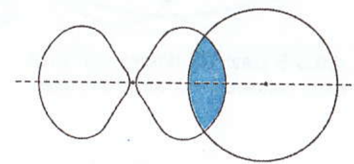
Kovalentinis ryšys susidaro tada, kai dviejų atomų dvi orbitalės, turinčios tik po vieną elektroną, iš dalies įsiskverbia viena į kitą (susikloja). Dėl to susidaro nauja, turinti du elektronus ir abiem atomams priklausanti orbitalė. Šią naująją *molekulinę orbitalę* gali sudaryti, pavyzdžiui, dvi *s* orbitalės, viena *s* ir viena *p* orbitalė arba dvi *p* orbitalės. Anksčiau minėtu atveju (kalbant apie vandenilio molekulę H_2) galima net tiksliai pasakyti, kokios formos yra susidariusi molekulinė orbitalė.



4.5.3-1 pav. *Dviejų s orbitalių susiklojimas ir susidariusios molekulinės orbitalės forma*



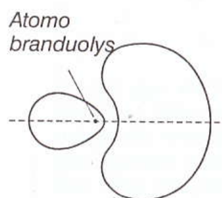
4.5.3-2 pav. *Dviejų p orbitalių susiklojimas išilgai ašies*



4.5.3-3 pav. *p orbitalės ir s orbitalės susiklojimas*

Molekulinėms orbitalėms susidaryti taip pat dažnai padeda *hibridinės orbitalės*. Jos susidaro iš to paties atomo dviejų ar netgi trijų skirtingų orbitalių tipų. Iš dviejų, trijų arba keturių nevienodų orbitalių gali susidaryti dvi, trys arba keturios vienodos hibridinės orbitalės. Tai galima paaiškinti atomo pavyzdžiu: kai anglies C atomas sudaro kovalentinį ryšį, pirmiausia, suteikus atomui energijos (sužadinus), vienas iš dviejų 2*s* orbitalės elektronų pereina į trečiąją, dar neužpildytą 2*p* orbitalę. Taip 2*s* orbitalė hibridizuojasi (t. y. susimaišo) su viena, dviem arba visomis trimis 2*p* orbitalėmis. Susidaro dvi hibridinės *sp* orbitalės, trys hibridinės sp^2 orbitalės arba keturios hibridinės sp^3 orbitalės.

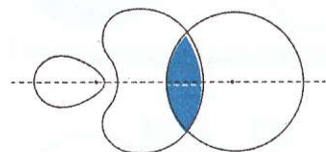
Minėtos hibridinės orbitalės susideda iš dviejų labai nevienodo dydžio dalių, kurios yra simetriškos ašiai, einančiai per atomo branduolį.



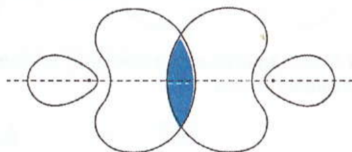
4.5.3-4 pav. *sp^3 hibridinė orbitalė*

Hibridinės orbitalės turi po vieną elektroną. Sudarydamos kovalentinį ryšį tokios orbitalės susikloja su kitomis hibridinėmis arba nepakitusiomis orbitalėmis išilgai savo simetrijos ašių. Taip iš vienos hibridinės orbitalės ir vienos *s* orbitalės (ryšys C–H) arba iš dviejų hibridinių orbitalių (ryšys C–C) susidaro du elektronus turinti molekulinė orbitalė.

Tik didesnioji hibridinės orbitalės dalis susikloja su kita orbitale.



4.5.3-5 pav. *Hibridinės sp^3 orbitalės susiklojimas su s orbitale*



4.5.3-6 pav. *Dviejų hibridinių sp^3 orbitalių susiklojimas*

Hibridinių orbitalių simetrijos ašys erdvėje yra orientuotos tam tikromis kryptimis (↗ 4.5.3-7 pav.):

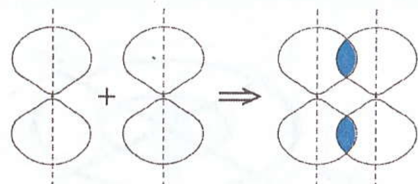
— dviejų *sp* hibridinių orbitalių ašys yra vienoje tiesėje. Šioje tiesėje yra visi etino molekulės (↗ 4.4.6) atomai;

— trijų hibridinių sp^2 orbitalių ašys tarpusavyje sudaro 120° kampą ir yra vienoje plokštumoje. Šioje plokštumoje yra visi eteno molekulės atomai;

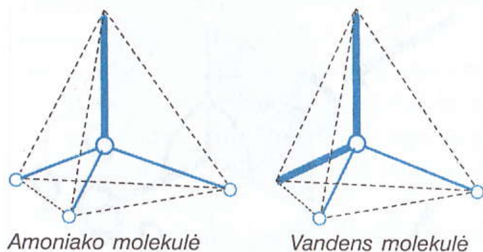
— keturių hibridinių sp^3 orbitalių ašys iš atomo centro yra nukreiptos į keturis tetraedro kampus. Šiuose kampuose yra išsidėstę keturi metano molekulės vandenilio atomai. Kampas tarp dviejų kovalentinių ryšių sudaro tetraedro kampą, lygų 109,5°.

Kovalentinis ryšys, kuris susidaro susiklojant orbitalėms išilgai jų simetrijos ašims, vadinamas σ-ryšiu (skaitoma: sigma ryšys). Nehibridizuota ir nepakitusi vieno atomo *p* orbitalė su kito, ryšį sudarančio atomo *p* orbitale susikloja šonais ir, greta jau egzistuojančio σ-ryšio, sudaro antrąjį arba trečiąjį kovalentinį ryšį.

4.5.3-7 pav. *Anglies atomo elektroninio apvalkalo būsena. Eskizai rodo orbitalių orientaciją erdvėje. Pavaizduotos p orbitalių (juodai) ir hibridinių orbitalių (mėlynai) ašys, plokštumos, kuriose yra šios ašys, taip pat ir s orbitalių ribos, padarius pjūvius per šias plokštumas. σ ir π raidėmis pažymėti mėlynos spalvos žiedai vaizduoja, kaip orbitalės susiklojusios su kito atomo orbitalėmis (↗ 4.5.3-5, -6 ir -8 pav.)*



4.5.3-8 pav. Dviem p orbitalėms susiklojus skersai simetrijos ašių, susidaro π–ryšys



4.5.3-8 pav. Ašys, kuriose yra du elektronus turinčios azoto arba deguonies atominės orbitalės, pažymėtos storesne linija nei ryšių ašys

Toks papildomas ryšys yra vadinamas π-ryšiu. Taip susidaro dvigubieji ir trigubieji ryšiai. σ-ryšys yra stabilesnis nei π-ryšys.
Hibridinės $2sp^3$ orbitalės taip pat sudaro azoto ir deguonies atomai. Tačiau iš jų tik trys arba dvi turi po vieną elektroną ir gali sudaryti kovalentinius ryšius tokiu pat būdu, kaip aprašyta anksčiau. Taigi aišku, kodėl NH_3 molekulė yra trikojo formos, o vandens molekulė yra lenkta (kampinė) (↗ 4.6).

Net pavienio, izoliuoto atomo elektronai sudaro apvalkalą iš skirtingų orbitalių, bendrai sudarančių rutulio formos elektronų debesį, kurio paviršius laikomas atomo riba. Molekulėse atomų elektronų debesys susiklojant orbitalėms giliai įsiskverbia vieni į kitus ir taip susilieja į molekulės elektronų debesį. Todėl molekulių modeliai, kuriuose atomai susijungę tiesiomis linijomis, nors ir yra vaizdingi, tačiau nelabai tikroviški. Geriau tikrovę atitinka *rutuliniai modeliai*, kuriuose elektronų debesų kontūrus atitinka rutulių paviršiai (↗ 4.6.2-1, 7.2.3-1 pav.).

4.6 Kitos dalelių tarpusavio susijungimo galimybės

4.6.1 Momentiniai dipoliai

Teigiamojo ir neigiamojo krūvio svorio centrai molekulėje savaime tiksliai nesutampa. Net *visiškai simetriškos sandaros molekulėje* neigiamojo krūvio svorio centras dėl elektronų judėjimo kiekvienu momentu yra kažkur *greta* teigiamojo krūvio svorio centro. Dėl to molekulė beveik visada turi du silpnus elektrinius polius, kurie nepaliaujamai ir labai greitai keičia savo padėtį. Taip simetriškoje molekulėje atsiranda *momentiniai dipoliai.* Dėl elektrostatinės sąveikos tarp neigiamųjų ir teigiamųjų gretimų molekulių polių molekulės glaudžiai susitelkusios, kai medžiagos yra skystosios ir kietosios būsenos. Lydant ir virinant medžiagas šios sąveikos jėgos iš dalies arba visiškai turi būti įveiktos molekulių šiluminio judėjimo jėgų.
Kuo didesnis ir daugiau elektronų turi molekulės elektronų debesis, tuo ryškiau trumpam gali persistumti elektronai, dėl ko molekulė tampa momentiniu dipoliu. Čia pateikta tiesioginė panašios sandaros medžiagų lydymosi temperatūros priklausomybė nuo molekulių dydžio.

Pavyzdžiai. Fluoras F_2 verda esant –188 °C, chloras Cl_2 — esant –34 °C, bromas Br_2 — esant 59 °C, o jodas I_2 — esant 184,5 °C temperatūrai.

4.6.2 Ilgalaikiai dipoliai ir elektrinis neigiamumas

Medžiagos, kurių *molekulės nėra simetriškos,* paprastai turi aukštesnę virimo temperatūrą nei simetrinės molekulės.

Struktūra	Pavadinimas	Virimo temperatūra
$H_3C–CH_3$	Etanas	- 88 °C
$H_3C–\overline{\underline{Cl}}|$	Chlormetanas	- 24 °C
$|\overline{\underline{Cl}}–\overline{\underline{Cl}}|$	Chloras	- 34 °C

Nors chlormetanas pagal savo molekulės sandarą yra tarp etano ir chloro, jo virimo temperatūra iš šių trijų medžiagų yra aukščiausia. Tai lemia tokios priežastys: skirtingų elementų atomai linkę skirtingu stiprumu patraukti į savo pusę su kitu atomu ryšį sudarančius elektronus.

Dėl to nesimetriškos sandaros molekulės gali sudaryti ilgą laiką poliarizuotas dipolines molekules. Sakoma, kad elementai turi skirtingą *elektrinį neigiamumą.*

H↘
δ+ H→C◄|Cl| δ–
H↗

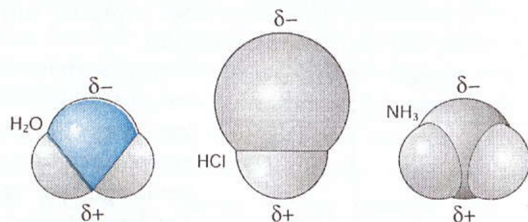
Chlormetano molekulėje bendroji elektronų pora tarp vandenilio H atomo ir anglies C atomo yra arčiau C atomo, o bendroji elektronų pora tarp anglies C atomo ir chloro Cl atomo — arčiau Cl atomo. Vadinasi, neigiamojo krūvio svorio centras ilgam pasislinks Cl atomo link. Tokią molekulės poliarizaciją galima išreikšti simboliais δ– ir δ+. Atskiri ryšiai yra poliarizuoti kovalentiniai ryšiai; juos galima pavaizduoti pleišto pavidalo simboliais.

Elektrinis neigiamumas pagal Polingą

P	2,2	Br	3,0
H	2,2	Cl	3,2
I	2,7	N	3,0
S	2,6	O	3,4
C	2,6	F	4,0

Elementų elektrinis neigiamumas išreiškiamas nedimensiniais skaičiais, kai fluorui tiesiog priskiriamas elektrinis neigiamumas lygus 4,0. Kuo didesnis ryšį sudarančių atomų elektrinių neigiamumų skirtumas, tuo labiau bendroji elektronų pora yra pasislinkusi elektriškai daugiau neigiamo atomo link.

Junginiai, kurių molekulės sudaro ilgalaikius dipolius, vadinami *poliniais junginiais,* visos kitos molekulinės medžiagos — *nepoliniais junginiais.* Svarbiausi ryškiai poliniai junginiai yra vanduo H_2O, vandenilio chloridas HCl ir amoniakas NH_3.



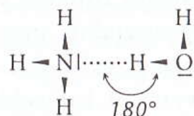
***4.6.2-1 pav.** Dipolinių molekulių rutuliniai modeliai*

Jau 1873 m. VAN DER VALSAS (*Vaals*) manė, jog tarp molekulių turėtų veikti sąveikos jėgos. Šiandien van der Valso jėgos dažnai laikomos tik sąveikos jėgomis tarp momentinių dipolių.

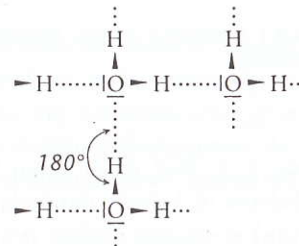
4.6.3 Vandenilinis ryšys

Dipolinės molekulės asocijuojasi (jungiasi tarpusavyje) ne vien tik dėl grynos elektrostatinės sąveikos. Vandenilio atomas, kuris yra prisijungęs prie labai elektriškai neigiamo atomo, su kito labai elektriškai neigiamo atomo nejungiančiąja elektronų pora gali sudaryti papildomą ryšį, vadinamą vandeniliniu ryšiu. Jis vaizduojamas taškuota arba punktyrine linija. Kampas tarp normalaus kovalentinio ryšio ir vandenilinio ryšio ties vandenilio atomu yra 180°. Vandenilinis ryšys gerokai ilgesnis ir daug silpnesnis nei normalus kovalentinis ryšys. Vandenilinis ryšys bet kada gali būti suardytas dėl molekulių šiluminio judėjimo. Tačiau taip pat labai lengvai tarp molekulių vėl susidaro naujas vandenilinis ryšys. Apskritai vandenilinis ryšys yra labai svarbus deguonies ir azoto junginiams.

Pavyzdžiai:



Vandenilinis ryšys amoniako vandeniniame tirpale



Vandeniliniai ryšiai lede (dvimatis vaizdas)

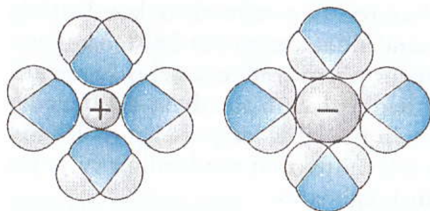
Vandenilinis ryšys lemia tai, kad:
- vanduo, atsižvelgiant į jo mažas molekules, turi nenormaliai aukštą virimo temperatūrą;
- susidaro labai sudėtingų baltymų molekulių taisyklinga erdvinė struktūra ląstelėse;
- iš spiralės formos DNR molekulių, kurios turi genetinę informaciją, susidaro kopėčių pavidalo dviguba spiralė.

Vanduo nesimaišo su tomis skystosiomis medžiagomis, su kuriomis jis negali sudaryti vandenilinių ryšių.

4.6.4 Jonų hidratacija

Visų tipiškų druskų negalima ištirpinti nepolinėse skystosiose medžiagose (pavyzdžiui, heksane, benzene), tačiau dauguma jų gerai tirpsta ryškiai poliniame vandenyje. Patekus vandenyje tirpios druskos krista-

lui į skystą vandenį, vandens molekulių dipoliai savo neigiamais galais priartėja prie kristalo katijonų, o teigiamais galais — prie anijonų. Dėl molekulių šiluminio judėjimo nuo kristalo paviršiaus vienas po kito atskeliami jonai, kurie tuoj pat iš visų pusių apsupami vandens molekulių, dažnai keletu jų sluoksnių. Jonams atskelti sunaudojama energija (kristalo entalpija), tačiau vandens molekulėms apsupant jonus, t. y. vykstant hidratacijai, išsiskiria pakankamai energijos (hidratacijos entalpijos), kurios kiekis įvairiai kompensuoja kristalui suardyti sunaudotą energiją. Valgomosios druskos tirpimas yra silpnai egzoterminis procesas, t. y. Na^+ ir Cl^- jonų hidratacijos entalpijų suma yra šiek tiek didesnė už kristalo entalpiją. Daugelio druskų (pavyzdžiui, kalio chlorido) išmatuota molinė *tirpimo entalpija* yra aiškiai teigiamasis dydis, t. y. joms tirpstant tirpalas atšąla. Čia bendra hidratacijos entalpija yra mažesnė nei kristalo entalpija, todėl jų skirtumas šilumos pavidalu yra gaunamas iš aplinkos.



4.6.1 Katijonų ir anijonų hidrataciniai apvalkalai

Kai esant kambario temperatūrai iš druskos tirpalo leidžiama išgaruoti vandeniui, jonai laipsniškai praranda hidratacinį apvalkalą, kol galiausiai vėl kartu sudaro joninį kristalą; sakoma, jog *druska kristalizuojasi.* Be to, dažniausiai vienam kristalo struktūros vienetui tenka tam tikras hidratacinio apvalkalo vandens molekulių, esančių kristale, skaičius. Paprastai druskos kristalinis hidratas tampa visiškai sausas ir netenka prijungto vandens tik pakaitintas aukštesnėje nei 100 °C temperatūroje.

Pavyzdžiai. $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (gipsas), $FeCl_3 \cdot 6H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (mėlynasis akmenėlis). Taškas formulėje neskaitomas.

4.6.5 Kompleksų susidarymas iš metalų jonų

Katijonai gali sutelkti apie save ir prijungti ne tik vandens molekules (↗ 4.6.4), bet taip pat daugelį kitų rūšių molekulių ir anijonų. Taip susidaro *metalų kompleksai.* Katijonas vadinamas *centriniu jonu* (kompleksadariu), o su juo į kompleksą sujungtos dalelės — *ligandais.* Apskritai pereinamųjų elementų katijonai labai linkę sudaryti kompleksus, kurių dalis yra labai stabilūs.

Dalelės H_2O, NH_3, F^-, Cl^-, OH^- ir CN^- (cianido jonas; ↗ 8, cianido rūgštis) pasitaiko ypač dažnai kaip ligandai. Paprastai prie centrinio jono prisijungia 4 arba 6, rečiau 2 ligandai; ligandų skaičius atitinka *koordinacinį skaičių.* Centrinis jonas vienu metu taip pat gali prijungti skirtingų rūšių ligandus.
Kai ligandai yra neigiamojo krūvio, tuomet centrinio jono ir ligandų krūviai sumuojasi. Dėl to susidaręs kompleksas, kaip visuma, įgyja mažesnį teigiamąjį krūvį nei centrinis jonas, yra neutralus arba įgyja neigiamąjį krūvį. Daugelis kompleksų yra druskų sudedamosios dalys. Šių druskų formulėse kompleksas suskliaudžiamas laužtiniais skliaustais.

Pavyzdžiai:

Komplekso susidarymas	Druska, kurioje yra kompleksas
$Ca^{2+} + 6H_2O \rightarrow [Ca(H_2O)_6]^{2+}$	$[Ca(H_2O)_6]Cl_2 = CaCl_2 \cdot 6H_2O$
$Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$[Cu(NH_3)_4]SO_4 \cdot H_2O$
$Fe^{2+} + 6CN^- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	$K_4[Fe(CN)_6]$ Geltonoji kraujo druska (↗ 8)

Metalų kompleksų savybės. Katijonui prisijungiant tam tikrus ligandus dažnai keičiasi spalva. Nehidratuotas (bevandenis) vario(II) sulfatas $CuSO_4$ yra bespalvis. Pridėjus į vandenį šio junginio bei jam ištirpus, Cu^{2+} jonai su vandens molekulėmis sudaro kompleksą, dėl to tirpalas pasidaro žydros spalvos. Taip galima aptikti net mažiausią vandens kiekį. Kai į labai praskiestą, tik vos žydrą vario sulfato tirpalą pripilama vandeninio amoniako NH_3 tirpalo, komplekse

esančio vandens molekulės iš dalies pakeičiamos amoniako molekulėmis; tirpalas nusidažo intensyvia tamsiai mėlyna spalva. Šia reakcija tiksliausiai aptinkami vario(II) jonai.
Netirpių vandenyje druskų katijonai į tirpalą gali patekti susidarius jų kompleksams.

Pavyzdys



$$AgCl(k) + 2NH_3(aq) \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Kompleksinis jonas $[Ag(NH_3)_2]^+$ negali su chlorido jonais sudaryti netirpios druskos kaip Ag^+ jonas (↗ 8, sidabro bromidas). Kai kurios vandenyje netirpios druskos vandeniniuose tirpaluose gali iš viso nesusidaryti, jei dalyvauja tam tikrų rūšių kompleksus sudarančios dalelės (↗ 6.4).

Ryšys tarp centrinio jono ir ligandų
Metalų kompleksai susidaro dėl šių priežasčių:
1) *elektrostatinės sąveikos.* Centrinis teigiamojo krūvio jonas elektrostatiškai sąveikauja su polinių molekulių neigiamaisiais poliais, dėl to šios molekulės išsidėsto apie centrinį teigiamojo krūvio joną. Taip susidaro dauguma druskų hidratų. Panašiai gali būti prijungiamos ir amoniako molekulės. Pavienės vandens molekulės net gali būti prijungiamos prie anijono, pavyzdžiui, prie SO_4^{2-} jono (↗ 8, vario sulfatas);
2) *siekdami įgyti inertinių dujų būseną.* Prie katijono priartėjusios dalelės duoda bent vieną nejungiančiąją (laisvąją) valentinių elektronų porą, kuri įsiterpia į elektroninį centrinio jono apvalkalą, tačiau tuo pat metu toliau priklauso ligandams. Dėl to centrinis jonas gali įgyti periodinėje sistemoje arčiausiai esančių inertinių dujų atomui būdingą elektronų skaičių (↗ 4.2.3). Pavyzdžiui, Fe^{2+} jonas turi 26 – 2 = 24 elektronus. Prijungdamas 6 · 2 = 12 elektronų, priklausančių ligandams, centrinis jonas įgyja tiek pat elektronų, kiek jų turi inertinės dujos kriptonas. Daugelio kompleksų centrinis jonas įgyja mažiau arba šiek tiek daugiau elektronų, nei jų turi artimiausių inertinių dujų atomas; tokie kompleksai yra mažiau stabilūs.

5 Koordinacinė (donorinė-akceptorinė) sąveika

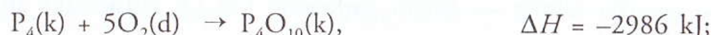
5.1 Protolizė

5.1.1 Nemetalų oksidai ir rūgštys
Visi periodinės elementų sistemos nemetalai nuo IV iki VII grupės sudaro oksidus. Keletas nemetalų oksidų gaunama tiesiog degant atitinkamam nemetalui, t. y. nemetalui jungiantis su deguonimi ir dėl to išsiskiriant šilumai:



$$C(k) + O_2(d) \rightarrow CO_2(d), \quad \Delta H = -394 \text{ kJ};$$

Anglies dioksidas



$$P_4(k) + 5O_2(d) \rightarrow P_4O_{10}(k), \quad \Delta H = -2986 \text{ kJ};$$

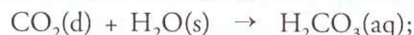
Tetrafosforo dekaoksidas



$$S_8(k) + 8O_2(d) \rightarrow 8SO_2(d), \quad \Delta H = -297 \text{ kJ}.$$

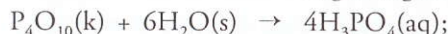
Sieros dioksidas

Kitokiais būdais gaunami kiti oksidai, pavyzdžiui, SO_3 — sieros trioksidas, NO_2 — azoto dioksidas, N_2O_5 — diazoto pentoksidas.
Nemetalų oksidai, jungdamiesi su vandeniu, sudaro rūgštis:



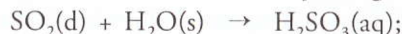
$$CO_2(d) + H_2O(s) \rightarrow H_2CO_3(aq);$$

Anglies rūgštis



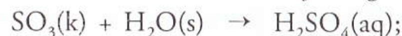
$$P_4O_{10}(k) + 6H_2O(s) \rightarrow 4H_3PO_4(aq);$$

Fosforo rūgštis



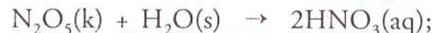
$$SO_2(d) + H_2O(s) \rightarrow H_2SO_3(aq);$$

Sulfito rūgštis



$$SO_3(k) + H_2O(s) \rightarrow H_2SO_4(aq);$$

Sieros (sulfato) rūgštis



$$N_2O_5(k) + H_2O(s) \rightarrow 2HNO_3(aq);$$

Azoto (nitrato) rūgštis



$$2NO_2(d) + H_2O(s) \rightarrow HNO_3(aq) + HNO_2(aq).$$

Azoto rūgštis *Nitrito rūgštis*

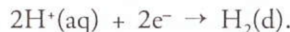
Rūgštis $H_3PO_4(k)$, $H_2SO_4(s)$ ir $HNO_3(s)$ galima gauti kaip grynąsias medžiagas. Rūgštys H_2CO_3, H_2SO_3 ir HNO_2 žinomos tik kaip vandeniniai tirpalai, nes garinami jie vėl skyla į atitinkamą oksidą ir vandenį.

Rūgštims taip pat priskiriami junginiai H_2S, *HF*, *HCl*, *HBr* ir *HI*. Šios medžiagos esant 20 °C temperatūrai yra dujos, todėl paprastai vartojami jų vandeniniai tirpalai. Ypač svarbus yra vandenilio chlorido vandeninis tirpalas, vadinamas *druskos rūgštimi*.

Rūgštys sudaro grupę medžiagų, turinčių daug bendrų savybių, kurios, žinoma, skirtingoms rūgštims pasireiškia labai skirtingai. Su vandeniu sumaišytos tipiškos rūgštys:

— yra rūgštaus skonio,
— suteikia spalviniams indikatoriams atitinkamą spalvą (pavyzdžiui, lakmusas parausta, fenolftaleinas tampa bespalvis),
— reaguoja su netauriais metalais susidarant vandeniliui H_2,
— graužia klintis — kalcio karbonatą $CaCO_3$ išsiskiriant anglies dioksidui CO_2,
— kaip ir druskų tirpalai praleidžia elektros srovę (↗ 4.4.5), prie katodo susidarant vandeniliui H_2.

Paskutinė minėta savybė leidžia manyti, kad rūgščių vandeniniuose tirpaluose egzistuoja teigiamąjį krūvį turintys vandenilio jonai arba protonai, kurių kiekvienas prisijungęs prie katodo po elektroną išsikrauna:



$$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(d).$$

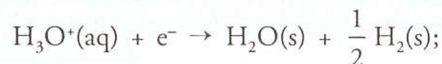
Nesant vandens anksčiau minėtos rūgštys visgi susideda iš molekulių; vandenilio jonai susijungusių su vandens molekulėmis oksonio jonų H_3O^+ pavidalu susidaro tik vykstant rūgščių molekulių cheminei reakcijai su vandeniu:



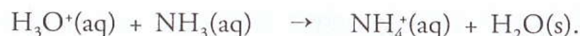
$$H{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:} \;+\; H{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}{:} \longrightarrow \left[H{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{:}H\right]^+ + \left[{:}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}{:}\right]^-$$

Visoms rūgštims būdingas savybes lemia rūgščių gebėjimas duoti protoną: rūgštys yra protonų donorai. Kartu jos priskiriamos ir elektrolitams (↗ 4.4.5).

Protoną pernešanti vandens molekulė tampa laisva, kai protonas išsikrauna arba yra perduodamas kitai molekulei:



$$H_3O^+(aq) + e^- \rightarrow H_2O(s) + \frac{1}{2}H_2(s);$$



$$H_3O^+(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + H_2O(s).$$

Todėl nėra jokios klaidos, kai vietoj H_3O^+ rašoma tik H^+.

Kiti rūgščių, kaip protonų donorų, pavyzdžiai yra šie:



$$HBr(aq) \rightarrow H^+(aq) + Br^-(aq);$$



$$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq);$$

Nitrato jonas

Rūgštys, turinčios daugiau nei vieną protoną, juos atskelia laipsniškai:



1) $H_2SO_4(aq) \rightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$

Vandenilio sulfato jonas



2) $HSO_4^-(aq) \rightarrow H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$



1 + 2) $H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

Nuo rūgšties molekulės atskilus protonui, jam prieš tai priklausęs elektronas pasilieka rūgšties liekanoje. Taip susidaro neigiamojo krūvio **rūgšties liekanos anijonas**:



$$H_nR \rightarrow nH^+ + R^{n-}$$

čia H_nR — *rūgštis* R^{n-} — *rūgšties liekanos anijonas*

Nuo rūgšties atskilusius protonus visada prisijungia kitos molekulės arba jonai. Toks protonų perėjimas vadinamas **protolize**.

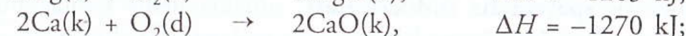
Junginys, kuris yra labai linkęs atiduoti protonus, yra stiprioji rūgštis. *Koncentruota* rūgštimi laikomas rūgšties ir vandens mišinys, kurio didžiąją dalį sudaro rūgštis; praskiestose rūgštyse vandens dalis yra gerokai didesnė nei rūgšties dalis. Stipriosios ir koncentruotos rūgštys, kaip koncentruota druskos, sieros ir azoto rūgštis, yra stipriai ėsdinančios, t. y. jos chemiškai labai aktyvios. Rūgščių turintys tirpalai vadinami rūgščiaisiais tirpalais.

5.1.2. Metalų oksidai ir hidroksidai

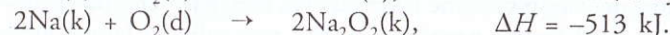
Kaitinant daugelį metalų deguonies atmosferoje (ore), juos galima paversti oksidais:



$$2Mg(k) + O_2(d) \rightarrow 2MgO(k), \quad \Delta H = -1203 \text{ kJ};$$



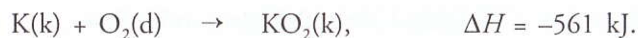
$$2Ca(k) + O_2(d) \rightarrow 2CaO(k), \quad \Delta H = -1270 \text{ kJ};$$



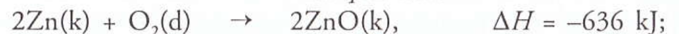
$$2Na(k) + O_2(d) \rightarrow 2Na_2O_2(k), \quad \Delta H = -513 \text{ kJ}.$$

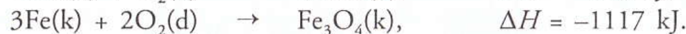
Natrio peroksidas

5.


$$K(k) + O_2(d) \rightarrow KO_2(k), \quad \Delta H = -561 \text{ kJ}.$$

Kalio peroksidas


$$2Zn(k) + O_2(d) \rightarrow 2ZnO(k), \quad \Delta H = -636 \text{ kJ};$$

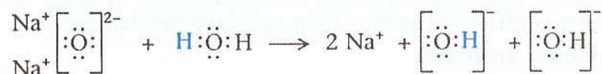

$$3Fe(k) + 2O_2(d) \rightarrow Fe_3O_4(k), \quad \Delta H = -1117 \text{ kJ}.$$

Geležies(II, III) oksidas

Formulių Na_2O_2, KO_2 ir Fe_3O_4 negalima sudaryti taikant kryžminę taisyklę: oksidai Na_2O ir K_2O gaunami iš Na_2O_2 ir KO_2, jiems reaguojant su natriu arba kaliu.

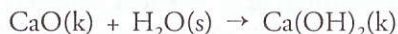
Daugumos metalų oksidai yra netirpūs vandenyje bei su juo nereaguoja. Tik I ir II pagrindinių grupių metalų (šarminių metalų ir šarminių žemių metalų) oksidams reaguojant su vandeniu vyksta protolizė. Dėl to susidaro hidroksidai.

1 pavyzdys. Natrio oksidas Na_2O veikiamas vandeniu.


$$2Na^+[:\ddot{O}:]^{2-} + H:\ddot{O}:H \longrightarrow 2\,Na^+ + [:\ddot{O}:H]^- + [:\ddot{O}:H]^-$$

Čia vanduo yra kaip protonų donoras. Kai susidaręs tirpalas garinamas, jame susikristalizuoja kietosios būsenos natrio hidroksidas, susidedantis iš Na^+ ir OH^- jonų.

2 pavyzdys. Kalcio oksidas užpilamas tokiu pat molių kiekiu vandens.


$$CaO(k) + H_2O(s) \rightarrow Ca(OH)_2(k)$$

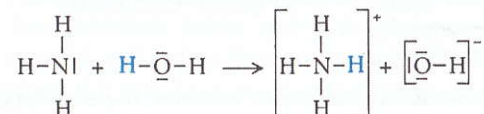
Kalcio hidroksidas

Kitais būdais galima gauti beveik visų metalų hidroksidus, netgi kai jų oksidai tiesiogiai nereaguoja su vandeniu. Šiems hidroksidams būdinga tai, jog jie vandenyje tirpsta labai sunkiai arba beveik visiškai netirpsta. Tačiau jie taip pat susideda iš metalo ir hidroksido jonų. Gerai vandenyje tirpsta tik šarminių metalų ir šarminių žemių metalų hidroksidai.

Hidroksidai yra tipiški medžiagų, vadinamų **bazėmis**, pavyzdžiai. Hidroksidų tirpalai vandenyje vadinami **šarmais**. Šarmai, sąveikaudami su **spalviniais indikatoriais**, suteikia jiems kitokią būdingą spalvą nei rūgštys: šarme lakmusas yra mėlynas, fenolftaleinas — raudonas. Visi šarmai panašūs tuo, kad turi galinčių laisvai judėti **hidroksido jonų OH^-**. Jie lemia šarmams būdingas chemines savybes;

sakoma, jog jie tirpalą **padaro bazinį (šarminį)**. Koncentruoti šarmai, kaip ir koncentruotos stipriosios rūgštys, veikia stipriai ėsdinančiai.

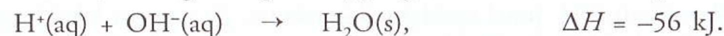
Vandeninis dujinio amoniako NH_3 tirpalas, pasirodo, taip pat yra šarminis. Taigi galima spėti, jog amoniakui tirpstant vandenyje susidaro OH^- jonai. Tai yra įmanoma dėl amoniako molekulės polinkio prie savo laisvosios elektronų poros prijungti protoną, kuris gali būti atskeliamas iš vandens molekulės:



Kadangi protonas turi teigiamąjį krūvį, iš amoniako molekulės susidaro teigiamojo krūvio *amonio jonas*. Iš tikrųjų yra žinoma gausybė stabilių druskų, kurios vietoj metalo katijono turi amonio joną NH_4^+. Amonio nitratas NH_4NO_3 ir amonio sulfatas $(NH_4)_2SO_4$ yra gaminami milžiniškais kiekiais kaip mineralinių trąšų sudedamosios dalys. Tačiau hidroksidas NH_4OH, kaip grynoji medžiaga, nėra išskirtas.

5.1.3 Neutralizacija

Neutralizacija — tai rūgšties ir šarmo reakcija. Šį procesą sudaro egzoterminis, labai greitas protonų jungimasis su hidroksido jonais:


$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(s), \quad \Delta H = -56 \text{ kJ}.$$

Kadangi H^+ jonų skaičius yra toks pat didelis, kaip ir OH^- jonų skaičius, o po reakcijos abiejų rūšių jonų lieka daug mažiau, nei jų buvo iš pradžių, todėl tirpalas tampa nei rūgščiuoju, nei šarminiu (lot. *neuter* — „nei, ...nei", iš čia neutralizacija). OH^- jonas veikia kaip protonų akceptorius. Tirpale esantys kitų rūšių jonai neutralizacijos procese nedalyvauja ir dažnai tirpale būna neveiklūs.

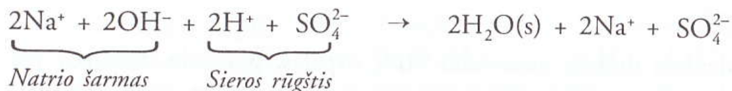
1 pavyzdys. 1 molio kalio hidroksido tirpalas ir 1 molio vandenilio chlorido tirpalas vandenyje (druskos rūgštis) sumaišomi tarpusavyje.


$$\underbrace{K^+ + OH^-}_{\text{Kalio šarmas}} + \underbrace{H^+ + Cl^-}_{\text{Druskos rūgštis}} \rightarrow H_2O(s) + K^+ + Cl^-, \quad \Delta H = -56 \text{ kJ}.$$

Kalio šarmas *Druskos rūgštis*

Tik garinant tirpalą susikristalizuoja kalio chloridas KCl.

2 pavyzdys. 2 moliai ištirpinto natrio hidroksido ir 1 molis praskiestos sieros rūgšties sumaišomi tarpusavyje.



$$\underbrace{2Na^+ + 2OH^-}_{\textit{Natrio šarmas}} + \underbrace{2H^+ + SO_4^{2-}}_{\textit{Sieros rūgštis}} \rightarrow 2H_2O(s) + 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

3 pavyzdys. 1 molis ištirpinto bario hidroksido $Ba(OH)_2$ ir 1 molis praskiestos sieros rūgšties sumaišomi tarpusavyje.

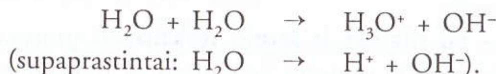


$$\underbrace{Ba^{2+} + 2OH^-}_{\textit{Bario šarmas}} + \underbrace{2H^+ + SO_4^{2-}}_{\textit{Sieros rūgštis}} \rightarrow 2H_2O(s) + BaSO_4(k)$$

Šiuo atveju tarp kitko susidaro kietosios būsenos bario sulfatas, nes ši druska labai blogai tirpsta vandenyje (↗ 6.4).

5.1.4 Vandenilio jonų rodiklis (pH)

Vandenilio ir hidroksido jonai yra chemiškai labai reaktingi ir tuo labiau, kuo jų molinės koncentracijos $c(H^+)$ ir $c(OH^-)$ yra didesnės. Šios koncentracijos negali būti nulinės, nes vandens molekulės, nors ir nežymiai, taip pat yra linkusios atskelti protonus:



$$H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$$
$$\text{(supaprastintai: } H_2O \rightarrow H^+ + OH^-\text{).}$$

Nors H^+ ir OH^- jonai susidaro akimirksniu, jie taip pat labai lengvai vėl jungiasi į H_2O. Todėl gryname vandenyje vandenilio jonų koncentracija $c(H^+)$ ir hidroksido jonų koncentracija $c(OH^-)$ sudaro tik po 10^{-7} mol/l. Vandeniui tinka tokia paprasta tarpusavio priklausomybė:

$$c(H^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2 \cdot l^{-2}.$$

Vadinasi, jei, pavyzdžiui, į vandenį pridėjus rūgšties, vandenilio jonų koncentracija $c(H^+)$ padidėja iki 10^{-2} mol/l, tai hidroksido jonų koncentracija $c(OH^-)$ sumažėja iki 10^{-12} mol/l. Jei pridėjus šarmo $c(OH^-)$ padidėja iki 1 mol/l, tai $c(H^+)$ sumažėja iki 10^{-14} mol/l. Todėl visada pakanka nurodyti tik vandenilio jonų koncentraciją $c(H^+)$. Ji nusakoma paprastesne forma: vandenilio jonų rodiklis (pH) yra neigiamas dešimtainis vandenilio jonų koncentracijos logaritmas.

Pavyzdys. Kai vandenilio jonų koncentracija sudaro 10^{-4} mol/l, tada pH lygus 4.

Gryno vandens pH lygus 7,0; esant tokiai pH vertei terpė yra neutrali (neutralus taškas). Mažesnė pH vertė reiškia rūgštųjį tirpalą, didesnė pH vertė — šarminį (bazinį) tirpalą.

Apytiksliai pH nustatomas spalviniais indikatoriais, kurių spalva kiekvieną kartą keičiasi tam tikrame pH verčių intervale. Taip, pavyzdžiui, metiloranžinis keičia spalvą iš raudonos į geltoną esant pH vertei tarp 4,4 ir 6,2; fenolftaleino spalvos keitimo intervalas yra tarp pH verčių 8,0 ir 9,8. Universalusis indikatorius yra pagamintas vienu metu iš kelių skirtingų spalvinių indikatorių; pagal spalvų skalę galima pasakyti apytikslį pH. pH tiksliai nustatomas pH-metru (elektroniniu matavimo prietaisu).

Mokslo sritis, kurioje daug reikšmės turi pH vertės nustatymas, pavyzdžiu gali būti paminėta dirvotyra. Dažniausiai dauguma augalų geriausiai auga dirvoje, kurios vandens (drėgmės) pH vertė yra tarp 6,0 ir 7,0. Padidėjus arba sumažėjus pH vertei sunkiau įsisavinami tam tikri, augalams reikalingi jonai. Dirvai parūgštėjus dėl rūgštaus lietaus, iš dirvožemio išsiskiria laisvieji aliuminio jonai, kurie yra kenksmingi augalams.

5.1.5 Bendrosios sąvokų „rūgštis“ ir „bazė“ formuluotės

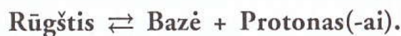
Rūgštimis pirmiausiai laikomi tik molekuliniai vandenilio junginiai, turintys rūgštims būdingų savybių (↗ 5.1.1). Išsiaiškinus, jog šias savybes lemia gebėjimas atskelti protonus, rūgšties sąvoka gali būti praplečiama taip: visi protonų donorai yra rūgštys.

Pagal šį apibrėžimą vanduo taip pat priklauso rūgštims (metalų hidroksidai susidaro iš oksidų!), nors paprastai pagal skonį negalima pasakyti, jog vanduo turi rūgštinių savybių. Tokie jonai, kaip oksonio jonas H_3O^+ ir amonio jonas NH_4^+, taip pat priskiriami rūgštims. Medžiagos arba jonai, kurie pagal išplėstinį rūgšties apibrėžimą priskiriami rūgštims, taip pat dar vadinami *Brionstedo rūgštimis* — danų gamtos tyrinėtojo J. Brionstedo (*Brønsted*) garbei.

Bazėmis laikomi anksčiau minėti svarbiausi hidroksidai. Jų OH^- jonai, jungdamiesi su protonais, sudaro vandenį; OH^- jonai yra protonų akceptoriai. Logiška, jog bazės sąvoka taip pat atitinkamai praplečiama: visi protonų akceptoriai yra bazės.

Pagal šį apibrėžimą ne hidroksidas, bet hidroksido jonas yra laikomas tikrąja baze. Be to, bazėms taip pat priskiriamas deguonies jonas O^{2-} (hidroksidų susidarymas iš metalų oksidų, ↗ 5.1.2), visi rūgščių liekanų jonai, amoniakas (amonio jonų susidarymas, ↗ 5.1.2) ir vanduo (oksonio jonų susidarymas, ↗ 5.1.1). Pagal šį apibrėžimą bazėms priskiriamos medžiagos taip pat dar vadinamos *Brionstedo bazėmis*.

Atiduotas protonas priešingo proceso metu gali būti vėl prijungiamas. Taigi bazė, prijungdama protoną, virsta rūgštimi. Prijungtas protonas priešingo prijungimui proceso metu gali būti vėl atskeliamas. Taigi rūgštis, atskeldama protoną, virsta baze. Šią išvadą galima išreikšti tokia reakcijos schema:

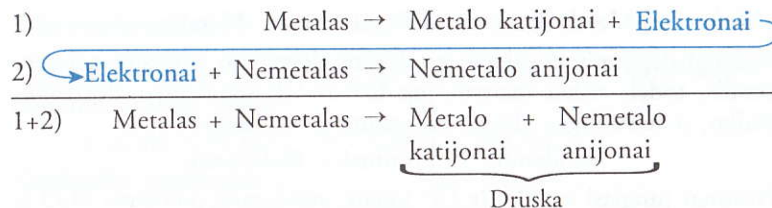

Rūgštis ⇄ Bazė + Protonas(-ai).

H_2O molekulė geba ne tik prisijungti protoną (↗ 5.1.1), bet ir jį atiduoti (pavyzdžiui, O^{2-} jonui, ↗ 5.1.2). Todėl vanduo tuo pat metu yra ir Brionstedo rūgštis, ir Brionstedo bazė, t. y. amfolitas.

5.2 Oksidacija ir redukcija

5.2.1 Oksidacija

Oksidacija — tai elemento arba junginio jungimasis su deguonimi. Kuro degimas priklauso klasikiniam oksidacijos procesui. Degant kurą sudarantys elementai jungiasi su oro deguonimi. Visi metalai jau esant kambario temperatūrai ir be jokių degimo požymių pasidengia plonyčiu oksido sluoksniu, kuris dažniausiai saugo po juo esantį metalą nuo tolesnės oksidacijos (pavyzdžiui, Al, Ti).
Metalų oksidai yra druskos (↗ 4.4.2), kurios susideda iš metalų katijonų ir deguonies anijonų. Įkaitinti metalai chloro aplinkoje užsidega ir jungiasi su chloru. Reakcijos produktai yra druskos, kurios susideda iš metalų katijonų ir chlorido anijonų. Analogiškai metalai jungiasi su siera ir bromu. Visos metalų reakcijos su nemetalais vyksta taip, kad nemetalas atskelia iš metalo elektronus:



Elektronų atskėlimas tam tikra prasme visada vyksta tada, kai labiau elektriškai neigiamas elementas jungiasi su mažiau elektriškai neigiamu elementu. Kai susidaro molekulinis junginys, labiau elektriškai neigiamas atomas šiek tiek arčiau savęs taip pat pritraukia bendrąją elektronų porą, kas gali būti laikoma elektronų atskėlimu (↗ 4.6.2).

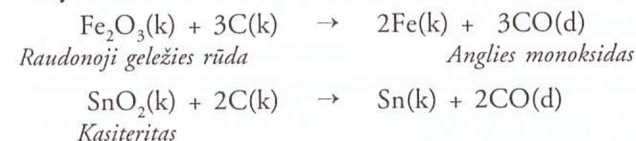
Pagal šiuolaikinę sampratą oksidacija yra elektronų atskėlimas.

Elektronus atskelianti medžiaga arba elektronus atskeliančių dalelių rūšis yra oksidatorius. Jungiantis metalui su nemetalu, oksidatorius yra nemetalas. Jungiantis dviem nemetalams, oksidatoriumi laikomas tas elementas, kuris turi didesnį elektrinį neigiamumą, pavyzdžiui, azotas, susidarant NH_3 iš N_2 ir H_2.

5.2.2 Redukcija

Redukcija — tai deguonies atskėlimas iš junginio. Okside su deguonimi susijungęs elementas, vykstant priešingam oksidacijai procesui, tampa atskiras (laisvas). Panaši redukcija paprastai vyksta paprasčiausiai metalus gaunant iš rūdų. Reduktorius čia yra elementas — anglis (medžio anglis, akmens anglių koksas).

Pavyzdžiai


$Fe_2O_3(k) + 3C(k) \rightarrow 2Fe(k) + 3CO(d)$
Raudonoji geležies rūda — *Anglies monoksidas*

$SnO_2(k) + 2C(k) \rightarrow Sn(k) + 2CO(d)$
Kasiteritas

Laboratorijoje metalų oksidai dažniausiai redukuojami kaitinant vandenilio aplinkoje, kur, kaip šalutinis produktas, kartu susidaro vandens garai. Visiškai panašiai metalą galima gauti iš metalo chlorido, kaitinamo su vandeniliu; tuomet šalutinis produktas būna vandenilio chloridas. Abiem atvejais metalų katijonai virsta metalų atomais. Tai galima atlikti tik duodant elektronus:

Metalo katijonai + Elektronai → Metalas.

Kadangi deguonis ir chloras yra labiau elektriškai neigiami nei vandenilis, todėl, reikia manyti, jog O^{2-} ir Cl^- jonai savo elektronus išlaiko, o reikalingus elektronus gauna iš vandenilio:

Vandenilis → Protonai + Elektronai.

Protonai jungiasi su O^{2-} ir Cl^- jonais, susidarant polinėms H_2O ir HCl molekulėms.

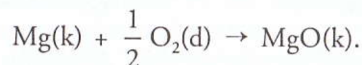
Pagal šiuolaikinę sampratą redukcija yra elektronų atidavimas.

Elektronus atiduodanti medžiaga arba elektronus atiduodančių dalelių rūšis yra reduktorius. Jungiantis metalui su nemetalu (↗ 5.2.1), metalas yra reduktorius. Jungiantis dviem nemetalams, reduktorius yra tas elementas, kurio elektrinis neigiamumas yra mažesnis. Reduktorius taip pat yra tas elementas, kuris išstumia metalą iš jo junginio. Palyginti mažo elektrinio neigiamumo vandenilis yra geras reduktorius. Daug stipresni reduktoriai yra periodinės elementų sistemos I ir II grupės metalai, taip pat ir aliuminis.

5.2.3 Oksidacijos-redukcijos sąvoka

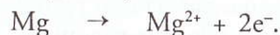
Niekada reduktorius neatiduoda elektronų, kai šalia nėra oksidatoriaus, prijungiančio elektronus. Taip pat joks oksidatorius negali prijungti elektronų, kai šalia nėra reduktoriaus, iš kurio būtų galima paimti elektronus. Tai reiškia: redukcija nevyksta be tuo pat metu vykstančios oksidacijos bei oksidacija nevyksta be tuo pat metu vykstančios redukcijos. Reakcijose, kuriose dalyvauja elektronai, visada yra *oksidacijos-redukcijos procesai*, arba *redokso procesai*.

1 pavyzdys. Metalas magnis, degdamas deguonies aplinkoje, oksiduojasi. Bendroji proceso lygtis:



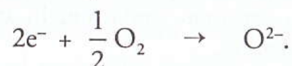
$$Mg(k) + \frac{1}{2}O_2(d) \rightarrow MgO(k).$$

Dėl to magnis oksiduojasi taip:



$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-.$$

Iš magnio atomo atskeltus elektronus prisijungia deguonies atomas, dėl ko šis redukuojasi:



$$2e^- + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow O^{2-}.$$

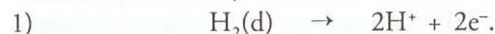
Taip susidarę magnio jonai ir deguonies jonai sudaro magnio oksidą.

2 pavyzdys. Vario(II) oksidas, veikiamas vandenilio, redukuojasi. Bendroji proceso lygtis:



$$CuO(k) + H_2(d) \rightarrow Cu(k) + H_2O(d).$$

Vandenilio oksidacija:



$$1) \quad H_2(d) \rightarrow 2H^+ + 2e^-.$$

Vario jonų redukcija vario okside:



$$2) \quad 2e^- + CuO \rightarrow Cu + O^{2-}.$$

Be to, vario oksido deguonies jonai išlieka nepakitę. 1 ir 2 daliniai procesai sudaro tikrąjį redokso procesą. Susidarę vandenilio ir likę nepakitę deguonies jonai jungiasi, papildomai sudarydami vandens molekules.

3 pavyzdys. Geležis tirpinama rūgštyje.

Čia susidaro geležies(II) druskos tirpalas ir vandenilis. Rūgštimi reakcijos lygtyje bus nuo jos atskilę protonai. Bet kurios vandenyje tirpios geležies(II) druskos tirpale gali būti geležies(II) jonai. Bendroji proceso lygtis:



$$Fe(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + H_2(d).$$

Dėl to geležis oksiduojasi:



$$1) \quad Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-.$$

Nuo geležies atskilusiais elektronais vandenilio jonai redukuojami iki vandenilio elemento.



$$2) \quad 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2(d).$$

5.2.4 Galvaniniai elementai

Reduktoriaus ir oksidatoriaus mišinyje oksidatoriaus dalelės ištraukia elektronus tiesiog iš greta esančių reduktoriaus dalelių. Norint šį elektronų perėjimą:

— nustatyti matuojant,

— panaudoti kaip elektros srovę arba

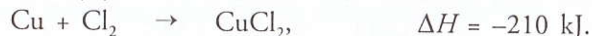
— pakeisti jos kryptį, kartu pakeičiant reakcijos kryptį,

reikia atskirti erdvėje reduktorių nuo oksidatoriaus, o elektronams leisti tekėti metaliniu laidininku. Kad šie neigiamieji krūviai nuolat

tekėtų viena kryptimi, turi būti įmanomas krūvių kompensavimas laisvai judėti galinčiais jonais. Atitinkamai sukonstruoti aparatai vadinami *galvaniniais*, arba *elektrocheminiais, elementais.*

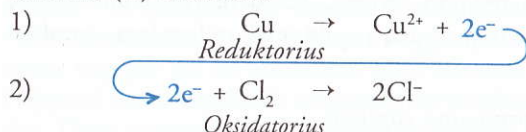
1 pavyzdys. Vario(II) chlorido susidarymas ir skilimas.

Elektros srovės gavimas. Elektrocheminiame elemente, pavaizduotame 5.2.4-1 paveiksle, kaip ir degant vario milteliams dujiniame chlore, vyksta vario(II) chlorido sintezė:



$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2, \qquad \Delta H = -210 \text{ kJ}.$$

Tačiau čia 1 ir 2 dalinės reakcijos vyksta atskirai pirmame (I) ir antrame (II) elektrode:



1) $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
Reduktorius

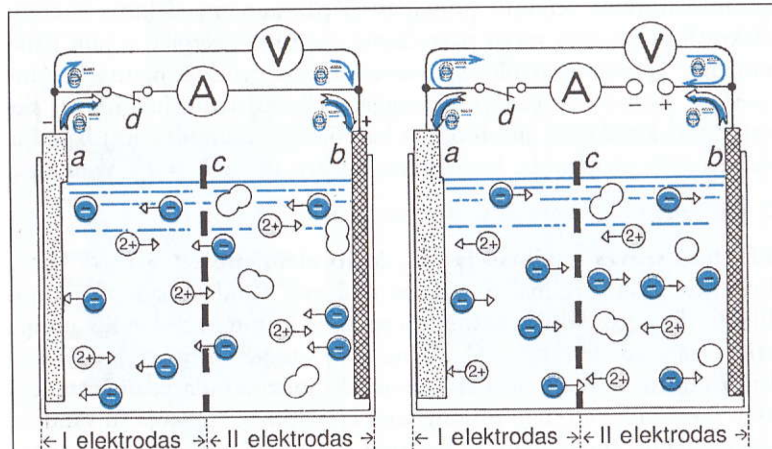
2) $2e^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$
Oksidatorius

Ampermetras rodo srovės stiprumą, voltmetras (atjungus ampermetrą) — įtampą (iki 1 V). Iš vario elektrodo per vielą į grafito elektrodą perkeltas neigiamasis krūvis kompensuojamas skystyje slenkant chlorido jonams vario elektrodo link, o vario jonams — priešinga kryptimi. Susidarant naujiems jonams, padidėja $CuCl_2$ tirpalo koncentracija. Vario elektrodas plonėja, o ištirpusio chloro koncentracija mažėja. Procesas baigiasi tada, kai visiškai susinaudoja arba elementas varis, arba elementas chloras.

Sukuriama elektros srovė gali būti panaudojama elektrinio prietaiso darbui. Dažniausiai srovės šaltiniai būna specialiai tam sukonstruoti elektrocheminiai elementai su labiau tinkamais reduktoriais (pavyzdžiui, cinku) ir oksidatoriais (pavyzdžiui, mangano(IV) oksidu MnO_2). Kadangi bet kuriuo atveju pavienio galvaninio elemento įtampa yra maža, dažnai sujungiama nuosekliai kartu keletas elementų į bateriją.

Elektrolizė (↗ 4.4.5). Kai, naudojant nuolatinės elektros srovės šaltinį, tarp elektrodų sudaroma priešinga įtampa, kuri yra didesnė už paties galvaninio elemento sukuriamą įtampą, tada elektronai teka priešinga kryptimi (5.2.4-2 pav.).

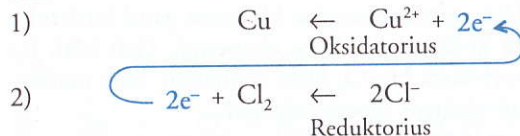
Kartu priešinga kryptimi vyksta ir kiti procesai: prie vario elektrodo naujai susidaro varis, o prie grafito elektrodo — chloras. Chlorido jonai slenka grafito elektrodo link, o vario jonai — vario elektrodo link, vario chlorido koncentracija mažėja. Tai trunka, kol visiškai įvyksta vario chlorido elektrolizė.



5.2.4-1 pav. *Elektros srovę tiekiantis galvaninis elementas*

5.2.4-2 pav. *Elektrolizeris*

Abu elektrodai pamerkti į vario chlorido tirpalą, prie II elektrodo papildomai yra ištirpusio chloro. Čia reiškia: a — vario elektrodas; b — grafito elektrodas; c — jonams laidi pertvara (diafragma); d — jungiklis, e — elektronai, (2+) — vario(II) jonai, (−) — chlorido jonai, → ir ← — jonų slinkimo kryptis, ○ — chloro atomai, ○○ — chloro molekulės, —○ ○— — nuolatinės srovės šaltinis.



1) $Cu \leftarrow Cu^{2+} + 2e^-$
Oksidatorius

2) $2e^- + Cl_2 \leftarrow 2Cl^-$
Reduktorius



$$1 + 2) \quad Cu + Cl_2 \leftarrow CuCl_2 \qquad \Delta H = +210 \text{ kJ}$$

Elektrolitiniu būdu metalai nusodinami druskų tirpaluose, norint daiktus padengti apsaugine arba dekoratyvine metaline danga (elek-

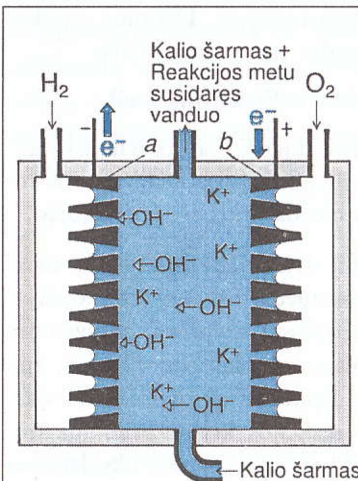
trolitinis variavimas, sidabravimas, chromavimas ir kt., dar vadinami galvanizavimu). Elektrolizės būdu gaunami kai kurie techniškieji metalai (pavyzdžiui, cinkas ir kadmis).
Ne visuose galvaniniuose elementuose natūraliai vykstantys oksidacijos-redukcijos procesai gali vykti atvirkščiai tiesiog prijungus priešingą įtampą. Tuo, kas vyksta anksčiau aprašytame pavyzdyje, pagrįstas akumuliatoriaus veikimo principas: jį pakraunant, elektros energija elektrolizės proceso metu paverčiama chemine energija, o jam išsikraunant, spontaninio oksidacijos-redukcijos proceso metu cheminė energija paverčiama elektros energija. Iš švino, švino junginių ir sieros rūgšties sudaryta automobilio baterija yra akumuliatorių baterija, turinti šešis elementus, kurie kartu sudaro 6 · 2 V = 12 V įtampą.

2 pavyzdys. Vandens susidarymas ir skilimas.

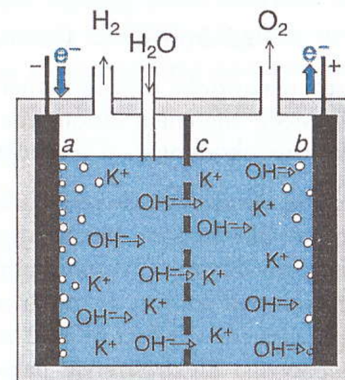
Elektros srovės gavimas H_2–O_2 kuro elemente (↗ 5.2.4-3 pav.). Pro akytus elektrodus leidžiamas suslėgtas vandenilis ir deguonis. Elektrodo porose dujos susimaišo su kalio šarmu. Vandenilio atomai atiduoda savo elektronus (1), o susidarę vandenilio jonai jungiasi su kalio šarmo tirpale esančiais hidroksido jonais, sudarydami vandenį (1′). Deguonies atomai, prijungdami elektronus, reaguoja su vandens molekulėmis, sudarydami hidroksido jonus (2); pastarieji slenka vandenilio elektrodo link ir kompensuoja čia sunaudotus hidroksido jonus.
Reakcijos metu susidarantis vanduo gali būti nuolatos išgarinamas. Todėl kuro elementas tinka ilgą laiką naudoti. Jis virš 60 % pradinėse medžiagose sukauptos cheminės energijos paverčia elektros energija. Kadangi pavienis elementas sukuria įtampą tik iki 1 V, todėl visada keletas kuro elementų sujungiama nuosekliai. Šarminiai H_2–O_2 kuro elementai jau dešimtmečius naudojami elektros srovei kosminiuose laivuose gauti. Didesniems energijos kiekiams gauti kuriami ir bandomi įvairūs kitokių konstrukcijų kuro elementai. Gali būti, jog didžiausią reikšmę ateityje turės H_2–O_2 kuro elementai, kaip mažiausiai aplinkai kenksmingi elektros srovės šaltiniai.

Vandens skilimas šarmu užpildytame elektrolizeryje (↗ 5.2.4-4 pav.). Čia cheminiai procesai vyksta visiškai priešinga kryptimi nei šarminiame kuro elemente: iš vandens molekulių susidarę protonai (1′) gauna po vieną elektroną ir virsta vandeniliu (1).

Likę hidroksido jonai slenka kito elektrodo link ir ten kompensuoja hidroksido jonus, kurie atidavę elektronus sudaro deguonį ir vandenį (2).
Iš viso to, kas čia susidaro, didžiausią paklausą turi chemijos pramonėje vartojamas labai grynas vandenilis.



5.2.4-3 pav. *Šarminis H_2–O_2 kuro elementas (schema)*



5.2.4-4 pav. *Šarminis elementas (elektrolizeris), skirtas vandens elektrolizei (schema)*

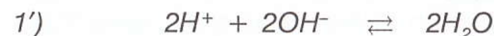
Abu įrenginiai pripildyti kalio šarmo (KOH tirpalo). Čia reiškia: a ir b — elektrodai, c — jonams laidi pertvara (diafragma), e⁻ — elektronai, –▷ ir ◁– — jonų slinkimo kryptis.

→ Reakcijos kryptis kuro elemente,

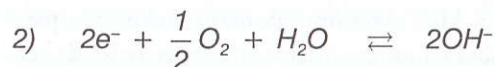
← reakcijos kryptis elektrolizeryje.



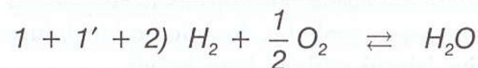
$$1)\quad H_2 \rightleftarrows 2H^+ + 2e^-$$



$$1')\quad 2H^+ + 2OH^- \rightleftarrows 2H_2O$$



$$2)\quad 2e^- + \frac{1}{2}O_2 + H_2O \rightleftarrows 2OH^-$$



$$1 + 1' + 2)\quad H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightleftarrows H_2O$$

5.2.5 Oksidacijos-redukcijos procesų apibendrinimas

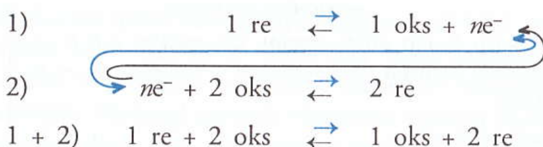
Oksidacijos-redukcijos metu reaguojantis reduktorius, atiduodamas elektronus, virsta oksidatoriumi, o reaguojantis oksidatorius, prijungdamas elektronus, virsta reduktoriumi. Tai matyti palyginus spontaniškai vykstančią oksidaciją-redukciją su atitinkamu priverstinai priešinga kryptimi vykstančiu procesu elektrolizeryje. Dalinius redokso reakcijos procesus galima sujungti bendra reakcijos schema:



Reduktorius ⇄ Oksidatorius + Elektronas(-ai)

Ši schema atitinka reakcijos schemą, išreiškiančią tarpusavio ryšį tarp Brionstedo rūgščių ir Brionstedo bazių (↗ 5.1.5). Reaguojantis reduktorius oksiduojasi, o reaguojantis oksidatorius — redukuojasi.

Kadangi oksidacija-redukcija susideda iš dviejų dalinių procesų, todėl bendroji oksidacijos-redukcijos lygtis susideda iš dviejų reduktorių ir dviejų oksidatorių. Vykstant procesui įprasta kryptimi, aktyvūs yra stipresnis reduktorius (1 re) ir stipresnis oksidatorius (2 oks), tuo tarpu silpnesnis reduktorius (2 re) ir silpnesnis oksidatorius (1 oks) yra pasyvūs. Elektrolizeryje pakeitus reakcijos kryptį priešinga linkme, reaguoja silpnesnis reduktorius (2 re) ir silpnesnis oksidatorius (1 oks), tuo tarpu susidarantys reakcijos produktai — stipresnis reduktorius (1 re) ir stipresnis oksidatorius (2 oks) — yra neaktyvūs:



1) 1 re ⇄ 1 oks + ne^-

2) ne^- + 2 oks ⇄ 2 re

1 + 2) 1 re + 2 oks ⇄ 1 oks + 2 re

5.2.6 Oksidacijos laipsnis

Oksidacijos laipsnis rodo, kiek elektronų atomas neteko arba papildomai jų gavo. Jis yra labai naudinga priemonė oksidacijai-redukcijai suvokti bei jos lygtims užrašyti. Oksidacijos laipsnis užrašomas arabiškuoju skaitmeniu virš elemento simbolio. Joniniuose junginiuose ir pavienių jonų oksidacijos laipsnį atitinka jono krūvis.

$$\overset{+2}{Cu}\,\overset{2(-1)}{Cl_2} \qquad \overset{+1}{K}\,\overset{-1}{Cl} \qquad \overset{2(+1)}{Na_2}\,\overset{-2}{S} \qquad \overset{2(+3)}{Al_2}\,\overset{3(+2)}{S_3}$$

$$\overset{-2}{S^{2-}} \qquad \overset{-1}{Br^-} \qquad \overset{+2}{Fe^{2+}} \qquad \overset{+3}{Fe^{3+}}$$

Molekuliniai junginiai vertinami taip, tarsi jie susidėtų iš jonų. Dėl to vandenilis laikomas H^+ jonu, o deguonis — O^{2-} jonu. Junginį sudarančių atskirų atomų oksidacijos laipsnių suma turi būti lygi nuliui, o sudėtinį joną sudarančių atomų oksidacijos laipsnių suma turi būti lygi jono krūviui. Pagal šias taisykles galima nustatyti nežinomus oksidacijos laipsnius.

$$\overset{2(+1)}{H_2}\,\overset{-2}{O} \qquad \overset{2(+1)}{H_2}\,\overset{-2}{S} \qquad \overset{-3}{N}\,\overset{3(+1)}{H_3} \qquad \overset{+4}{N}\,\overset{2(-2)}{O_2} \qquad \overset{4(+5)}{P_4}\,\overset{10(-2)}{O_{10}}$$

$$\overset{-2}{O}\,\overset{+1}{H^-} \qquad \overset{+1}{H^+} \qquad \overset{2(+1)}{H_2}\,\overset{+6}{S}\,\overset{4(-2)}{O_4} \qquad \overset{+6}{S}\,\overset{4(-2)}{O_4^{2-}} \qquad \overset{+6}{S}\,\overset{3(-2)}{O_3}$$

$$\overset{+5}{P}\,\overset{4(-2)}{O_4^{3-}} \qquad \overset{-4}{C}\,\overset{4(+1)}{H_4} \qquad \overset{0}{C}\,\overset{2(+1)}{H_2}\,\overset{-2}{O} \qquad \overset{0}{H} \qquad \overset{2(0)}{I_2}$$

Pavienių atomų bei junginį sudarančių tos pačios rūšies atomų oksidacijos laipsniai yra nuliniai.

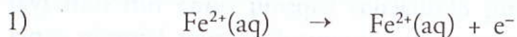
5.2.7 Oksidacijos-redukcijos reakcijos lygties sudarymas

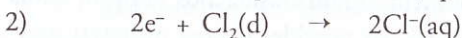
Sudėtingus oksidacijos-redukcijos reakcijos procesus ne visada yra paprasta užrašyti teisinga bendrąja proceso lygtimi — oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtimi. Čia visada atliekami veiksmai, pateikti tolesniuose pavyzdžiuose.

1 pavyzdys. Pro bespalvį geležies(II) druskos tirpalą (turintį Fe^{2+} jonų) leidžiamos chloro Cl_2 dujos. Geležies(II) jonai virsta geležies(III) jonais, kurie tirpalą nudažo ryškiai geltona spalva. Būdingas chloro kvapas išnyksta, nes chloras virsta chlorido jonais.

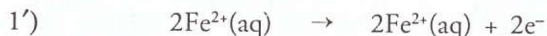
1 žingsnis. Oksidacijos laipsnių nustatymas ir palyginimas. Geležies oksidacijos laipsnis padidėja nuo +2 iki +3; vadinasi, Fe atomai (turintys teigiamąjį krūvį) oksiduojasi. Chloro oksidacijos laipsnis sumažėja nuo 0 iki –1; vadinasi, Cl atomai redukuojasi.

2 žingsnis. Dalinių oksidacijos ir redukcijos reakcijos lygčių sudarymas. Elektronų skaičius, kurį pavieniai krūvį turintys arba neutralūs atomai atiduoda ar prijungia oksidacijos-redukcijos reakcijos metu, gali būti apskaičiuojamas iš oksidacijos laipsnių pokyčių. Šiame pavyzdyje oksidacijos laipsnių prieš ir po reakcijos skirtumas lygus 1; kadangi chloro molekulė susideda iš dviejų atomų, ji prijungia 2 elektronus.

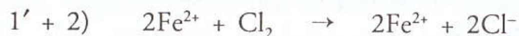

1) $Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + e^-$


2) $2e^- + Cl_2(d) \rightarrow 2Cl^-(aq)$

3 žingsnis. Dalinių lygčių sujungimas į oksidacijos-redukcijos lygtį. Elektronų skaičius abiejose dalinėse lygtyse turi sutapti. Jei iš pat pradžių jis nesutampa, visi vienos arba abiejų dalinių oksidacijos-redukcijos reakcijos lygčių nariai padauginami iš atitinkamų koeficientų.


1′) $2Fe^{2+}(aq) \rightarrow 2Fe^{2+}(aq) + 2e^-$

Tuomet sudėjus abiejų dalinių oksidacijos-redukcijos lygčių kairiąsias ir dešiniąsias puses gaunama bendroji lygtis. Šioje lygtyje elektronai jau neberašomi.


1′ + 2) $2Fe^{2+} + Cl_2 \rightarrow 2Fe^{2+} + 2Cl^-$

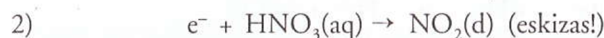
4 žingsnis. Oksidacijos-redukcijos reakcijos lygties papildymas gaunant bendrąją reakcijos lygtį. Oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtyje, kaip ir sutrumpintoje joninėje lygtyje, paprastai surašomos tik tos dalelės, kurios tarpusavyje reaguoja bei susidaro reakcijos metu. Pagal aplinkybes būna reikalinga bendroji reakcijos lygtis, daugiausia kaip pagrindas stechiometriniams skaičiavimams (↗ 3.5.1). Tuomet reikia papildomai nurodyti reakcijoje nedalyvaujančius jonus. Pateiktas pavyzdys turėtų būti toks: kai pradinė medžiaga naudojama geležies(II) druska yra geležies(II) sulfatas, tada kairiojoje ir dešiniojoje reakcijos lygties pusėje reikia prirašyti dar po du SO_4^{2-} jonus.

2 pavyzdys. Ant vario gabalėlio užlašinama koncentruotos azoto rūgšties HNO_3. Varis į tirpalą pereina vario(II) jonų Cu^{2+} pavidalu, o iš tirpalo išsiskiria rusvos azoto dioksido NO_2 dujos. Be to, susidaro vanduo.

1 žingsnis. Vario oksidacijos laipsnis padidėja nuo 0 iki +2; vadinasi, varis dviem laipsniais oksiduojasi. Kadangi turinčių cheminį ryšį vandenilio ir deguonies oksidacijos laipsniai išlieka nepakitę, t. y. jie atitinkamai lygūs +1 ir −2, tai paaiškėja, jog azoto rūgšties molekulėje esantis azoto atomas, turintis oksidacijos laipsnį +5, pereina į azoto dioksido molekulę, kurioje azoto atomo oksidacijos laipsnis lygus +4; vadinasi, azotas vienu laipsniu redukuojasi.

2 žingsnis

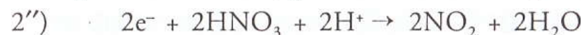

1) $Cu \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$


2) $e^- + HNO_3(aq) \rightarrow NO_2(d)$ (eskizas!)

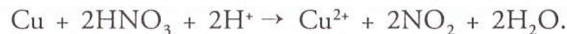
Susidarant vienai azoto dioksido molekulei, vienas azoto rūgšties molekulės deguonies atomas yra nereikalingas. Tokie atliekantys deguonies atomai, vykstant oksidacijos-redukcijos reakcijai, pereina į naujai susidarančias vandens molekules. Tam reikalingas vandenilis gaunamas taip pat iš rūgšties. Todėl pataisius eskizą (2), užrašoma tokia dalinė lygtis:


2′) $e^- + HNO_3 + H^+ \rightarrow NO_2 + H_2O$.

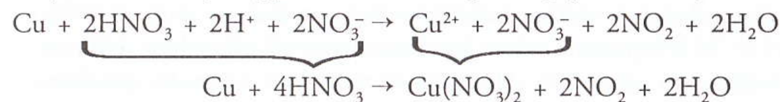
3 žingsnis. 2′ dalinės lygties nariai turi būti padauginami iš 2.


2″) $2e^- + 2HNO_3 + 2H^+ \rightarrow 2NO_2 + 2H_2O$

Sudėjus 1 ir 2″ dalines lygtis gaunama oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtis:


$Cu + 2HNO_3 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$.

4 žingsnis. Gautoje oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtyje yra praleisti nitrato jonai, kurie priklauso dviem H^+ jonams ($2HNO_3 \rightarrow 2H^+ + 2NO_3^-$). Aišku, jog azotas šiuose nitrato jonuose neredukuojamas. Reakcijos lygtis visiškai užbaigiama papildžius taip:


$Cu + 2HNO_3 + 2H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^- + 2NO_2 + 2H_2O$

$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

3 pavyzdys. Į bespalvį mangano(II) druskos tirpalą pridedama juodojo švino oksido (švino(IV) oksido PbO_2) bei azoto rūgšties ir

mišinys pakaitinamas. Švino oksidas ištirpsta susidarant švino(II) jonams, o tirpalas pasidaro intensyviai violetinės, manganato(VII) jonams MnO_4^- būdingos spalvos.

1 žingsnis. Švinas dviem laipsniais redukuojasi, o manganas penkiais laipsniais oksiduojasi.

2 žingsnis. Švino(IV) oksido deguonies jonai jungiasi su rūgšties H^+ jonais sudarydami vandenį.



1) $PbO_2(s) + 2e^- + 4H^+ \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$

MnO_4^- jonams susidaryti reikalingi deguonies atomai paimami iš vandens molekulių ir, be to, atskiriami vandenilio atomai H^+ jonų pavidalu.



2) $Mn^{2+}(aq) + 4H_2O \rightarrow MnO_4^- + 5e^- + 8H^+$

3 žingsnis. Elektronų skaičius suvienodinamas 1 dalinės lygties narius padauginus iš 5, o 2 dalinės lygties narius — iš 2. Paskui sudėjus dalines lygtis, gaunama oksidacijos-redukcijos reakcijos lygtis:



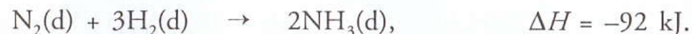
$5PbO_2 + 2Mn^{2+} + 4H^+ \rightarrow 5Pb^{2+} + 2MnO_4^- + 2H_2O$

Šia reakcija nustatomi mangano(II) jonai.

6 Cheminė pusiausvyra

6.1 Pusiausvyros samprata chemijoje

Atliekant chemines reakcijas, dažnai pastebima, kad reakcija po kurio laiko lyg ir nustoja vykti, o dalis pradinių medžiagų toliau nebereaguoja. Vienas iš ryškiausių tokio proceso pavyzdžių yra amoniako sintezė:



$N_2(d) + 3H_2(d) \rightarrow 2NH_3(d), \qquad \Delta H = -92$ kJ.

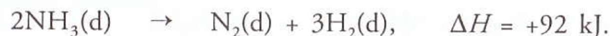
Esant normaliosioms sąlygoms azotas N_2 su vandeniliu H_2 reaguoja labai iš lėto, o reakcijos greitis yra neišmatuojamai mažas. Pagal Haberio-Bošo (*Haber-Bosch*) metodą amoniako sintezė, naudojant katalizatorių, atliekama 500 °C temperatūroje ir 200 atm slėgyje. Atliekant amoniako sintezę minėtomis sąlygomis, jau po pusės minutės dujų mišinį sudaro 11 % amoniako ir 89 % pradinių medžiagų. Tačiau vykstant reakcijai toliau, amoniako kiekis didėja lėčiau negu proceso pradžioje ir nebūna didesnis kaip 17,6 %. Vadinasi, tarp pradinių medžiagų ir produktų nusistovi cheminė pusiausvyra.
Cheminės pusiausvyros padėtį uždarojoje sistemoje galima nustatyti, esant pastovioms reakcijos sąlygoms. Ji nusakoma konstanta, kuri išreiškiama tuo momentu sistemoje esančių produktų ir reaguojančių medžiagų santykiu.
Chemijoje pusiausvyros nereikia sieti su vienodais pradinių medžiagų ir produktų kiekiais. Šie kiekiai gali labai skirtis.

6.2 Pusiausvyros nusistovėjimas

Toliau cheminę pusiausvyrą galima aiškinti stebint molekulių pokyčius. NH_3 molekulės (be katalizatoriaus) turėtų susidaryti iš N_2 ir H_2 molekulių. Manoma, kad viena N_2 ir trys H_2 molekulės, esant užtektinai energijos, turėtų susidurti vienu metu arba paeiliui per labai trumpą laiką. Kartu turi suirti ryšiai tarp vienos rūšies atomų, kad galėtų susidaryti nauji ryšiai tarp skirtingų atomų. Tokių susidūrimų

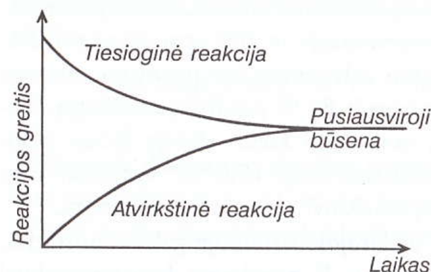
tikimybė didėja didėjant vandenilio ir azoto koncentracijai (t. y. didėjant jų dalelių skaičiui tūrio atžvilgiu). Taigi azoto N_2 ir vandenilio H_2 kiekis sumažėja tiek, kiek pasigamina amoniako NH_3. Vadinasi, susidarančio amoniako kiekio pokytis per laiko vienetą mažėja, o tai yra dydis — nusakantis *cheminės reakcijos greitį*.

Kuo daugiau reakcijos metu susidaro amoniako molekulių, tuo didesnė tikimybė, kad dvi amoniako molekulės susidurs ir susidarys pradiniai produktai, t. y. azotas N_2 ir vandenilis H_2:



$$2NH_3(d) \rightarrow N_2(d) + 3H_2(d), \quad \Delta H = +92 \text{ kJ}.$$

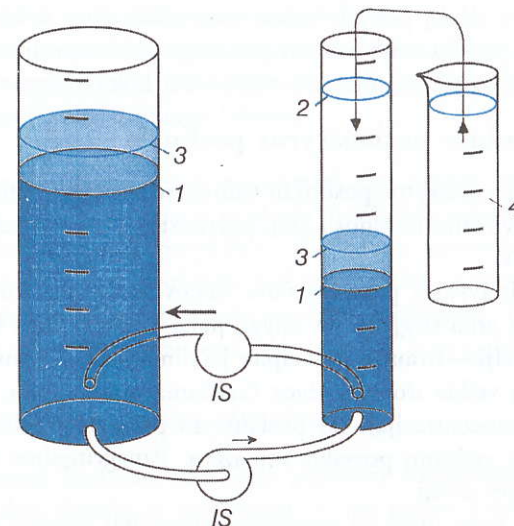
Atvirkštinės reakcijos greitis didėja, kol pagaliau pasidaro lygus *tiesioginės reakcijos* greičiui, o reaguojančių ir susidarančių medžiagų kiekiai nebekinta. Pusiausvyros nusistovėjimas nereiškia, kad reakcija nustoja vykusi, tačiau tai yra būsena, kai tiesioginė ir atvirkštinė reakcijos vyksta vienodu greičiu. Taigi čia kalbama ne apie statinę, bet apie dinaminę pusiausvyrą.



6.2-1 pav. *Pusiausvyros susidarymas*

Pusiausvyros metu tiesioginė ir atvirkštinė reakcijos vyksta vienodu greičiu, vadinasi produktai, o iš jų vėl pradinės medžiagos susidaro vienodu greičiu.

Cheminę pusiausvyrą galima paaiškinti nagrinėjant 6.2-2 paveiksle pateiktą funkcinį modelį. Dviejų indų, į kuriuos įpilta vandens, dugnai yra sujungti dviem vamzdeliais. Du išcentriniai siurbliai, išcentrinės jėgos veikiami, pumpuoja vandenį iš vieno indo į kitą. Kai siurbliai dirba vienodu pajėgumu, vandens lygis abiejuose induose nekinta.



IS — išcentrinis siurblys
→ — vandens tekėjimo kryptis
1 — vandens lygis pradinės pusiausvyros metu
2 — vandens lygis įpylus dar vandens
3 — vandens lygis naujos pusiausvyros metu
4 — papildymo indas

6.2-2 pav. *Funkcinio modelio veikimo principas ir cheminė pusiausvyra. Šiuo modeliu galima paaiškinti, kaip kinta cheminė pusiausvyra, pakeitus vienos reaguojančiosios medžiagos koncentraciją. Į vieną indą pripylus papildomai vandens, pradinis lygis vėl šiek tiek išsilygina laikinai padidėjus vandens tekėjimo į kitą indą greičiui*

Pakeitus vieno išcentrinio siurblio galingumą, vandens lygis viename inde kils, o kitame mažės, kol hidrostatinių slėgių skirtumas induose taps proporcingas išcentrinių siurblių galingumų skirtumui. Kadangi, esant šiai pusiausvyrai, vanduo abiejuose induose nuolat keičiasi, tai nusistovi dinaminė pusiausvyra. Abu indai kartu įsivaizduojami kaip vienas pastovus didelis reaktorius. Vandens kiekis induose atitinka reaktoriuje esančių pradinių medžiagų arba produktų kiekį.

Viename inde padidinus vandens kiekį arba jį sumažinus, atsiradęs hidrostatinių slėgių pokytis veikia analogiškai kaip ir koncentracijų pokytis, kai yra cheminė pusiausvyra, jeigu į reakcijos mišinį pridėtume arba iš jo pašalintume tam tikrą kiekį kokios nors medžiagos.

6.3 Cheminės pusiausvyros poslinkis

Cheminės pusiausvyros poslinkiu vadiname sistemos perėjimą iš vienos pusiausvirosios būsenos į kitą, pavyzdžiui, pakitus medžiagų koncentracijoms.
Šis poslinkis įvyksta pakeitus nors vienos medžiagos koncentraciją, temperatūrą arba slėgį. Išorės sąlygų įtaką pusiausvirajai būsenai nusako **Le Šatelje—Brauno principas**: jei dinaminės pusiausvyros būsenos sistemą veikia išorinės jėgos (keičiama temperatūra, slėgis arba medžiagų koncentracija), tai pusiausvyra pasislenka tokia kryptimi, kad išorinių veiksnių poveikis sumažėtų. Panagrinėsime vieną amoniako sintezės atvejį.
Pavyzdžiui, jeigu prieš tai nagrinėtos amoniako sintezės metu padidintume vandenilio koncentraciją, tai dalis vandenilio imtų greičiau reaguoti su azotu, kol nusistovėtų nauja pusiausviroji būsena, kurioje būtų didesnis amoniako kiekis negu esant prieš tai buvusiai pusiausvyrai. Ši reakcija vyktų greičiau, kol būtų panaikintas pridėtas vandenilio kiekis. Tačiau į pradinę būseną vandenilio koncentracija negrįžtų.
Reakcijos metu pasigaminęs amoniakas toliau vėl skyla į pradinius produktus, t. y. azotą N_2 ir vandenilį H_2 (↗ 6.2-2 pav.).
Jeigu sistemoje padidintume slėgį, tai visų dujinių medžiagų koncentracijos padidėtų. Taigi, didinant slėgį, intensyviau vyksta ta reakcija, kurioje susidaro mažiau dujinių medžiagų molekulių, o mažinant slėgį — ta reakcija, kurioje susidaro daugiau dujinių medžiagų molekulių. Taigi didinant nagrinėjamos amoniako sintezės metu slėgį, daugiau pasigamins amoniako, t. y. didės produkto išeiga.
Amoniako sintezė yra egzoterminis procesas ($\Delta H = -92$ kJ), o jo skilimas — endoterminis procesas ($\Delta H = 92$ kJ). Todėl, keliant sistemoje temperatūrą, spartėja amoniako skilimo reakcija. Vadinasi, keliant temperatūrą, amoniako išeiga mažės.

Koncentracijos ir temperatūros mažinimas sistemoje amoniako išeigą veiks atvirkščiai, negu šiuos veiksnius didinant.
Pusiausvirajai būsenai katalizatorius neturi jokios įtakos, nes jis nuolat skatina tiek tiesioginę, tiek atvirkštinę reakciją. Jis padeda tik greičiau nusistovėti pusiausvirajai būsenai.

Dinaminė pusiausvyra negali nusistovėti, kai nuolat yra šalinamas vienas kuris nors produktas, o pradinės medžiagos atitinkamu kiekiu nėra papildomos. Jeigu, pavyzdžiui, iš sistemos pastoviai šalintume susidariusias dujas, tai atvirkštinė reakcija sulėtėtų, o tiesioginė reakcija vyktų, kol visiškai sureaguotų pradinės medžiagos. Taip funkciniame modelyje būtų tada, jeigu vienas indas turėtų skylę.

6.4 Pusiausvyra druskų tirpaluose

Apibūdinimas. Tarkime, kad esant pastoviai temperatūrai inde yra sotusis druskos tirpalas, o ant dugno — tos pačios druskos kristalų nuosėdos. Tarp kristalų tirpimo ir jų susidarymo procesų nusistovi pusiausvyra. Vadinasi, per tą patį laiką tiek pat druskos jonų pereina į kristalus ir tiek pat jonų iš kristalų pereina į tirpalą (↗ 4.6.4).
Padidėjus jonų molinei koncentracijai (pvz., išgaravus tam tikram kiekiui tirpiklio), padidėja susidariusių kristalų kiekis sočiajame tirpale. Jonų perėjimo iš kristalų į tirpalą greitis yra nedidelis, kadangi šiame procese dalyvauja tik tie jonai, kurie su tirpikliu turi tiesioginį kontaktą. Todėl čia, kitaip negu amoniako sintezėje, padidėjusi koncentracija po kurio laiko visai *išsilygina.*
Dėl šios priežasties po ilgesnio laiko bet kokios druskos tirpale esančių jonų koncentracija neviršija tam tikro dydžio. Šis dydis *labai tirpioms druskoms* yra santykinai didelis, o *mažai tirpioms* — santykinai mažas. Kai šis dydis viršijamas, druska pradeda kristalizuotis.

Pavyzdys. Esant 20 °C temperatūrai, skirtinguose induose 0,5 l vandens ištirpinta 0,01 mol bario chlorido $BaCl_2$ ir 0,01 mol natrio sulfato Na_2SO_4.

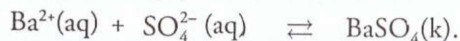


$$BaCl_2(k) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$$



$$Na_2SO_4(k) \rightarrow 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Ištirpinus medžiagas, abu tirpalai buvo sumaišyti. Gautame mišinyje (1 litre) buvo 0,01 mol bario jonų, 0,01 mol sulfato jonų, 0,02 mol natrio jonų ir 0,02 mol chlorido jonų. Iš išvardytų jonų be bario chlorido ir natrio sulfato kristalų dar susidaro bario sulfato $BaSO_4$ ir natrio chlorido NaCl kristalai. Iš tikrųjų akimirksniu susidaro daug mažų $BaSO_4$ kristalų, kurie yra mažai tirpūs, o viename litre gali būti ne daugiau kaip po 0,00039 mol bario ir sulfato laisvųjų jonų:



$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftarrows BaSO_4(k).$$

Susidarę $BaSO_4$ kristalai nuséda ant indo dugno. Todėl yra sakoma, kad iškrinta bario sulfato nuosėdos. Viename litre labai tirpios natrio chlorido druskos tirpalo gali būti iki 0,61 mol natrio ir chlorido jonų. Šio bandymo metu kietą natrio chloridą galima gauti tik išgarinus tirpiklį. Taigi vykstant šiai mainų reakcijai iš dviejų druskų susidaro dvi kitos druskos.

Aprašytas pavyzdys tinka daugeliui analogiškų atvejų: jei tirpale druską sudarančių jonų koncentracija yra didesnė negu sočiajame tirpale, tai ši druska, būdama kietosios būsenos, séda ant indo dugno.

Ši taisyklė dar gali būti išplėsta: kietosios būsenos druska susidaro ir tuomet, kai viena jonų rūšis sočiojo tirpalo koncentracijos dar nepasiekė, o kitos jonų rūšies koncentracija jau pakankamai viršija sočiajame tirpale esančių jonų koncentraciją. Tai paaiškinama remiantis Le Šateljė—Brauno principu. Todėl, vienos rūšies jonai, kaip kietos druskos sudedamoji dalis, gali nusėsti tik tuomet, kai yra pridedamas jiems tinkančių priešingo krūvio jonų perteklius. Pavyzdžiui, jeigu anksčiau aprašytame bandyme kokiame nors sulfato tirpale būtų dešimt kartų didesnė SO_4^{2-} jonų koncentracija, tuomet tirpale likusių bario jonų koncentracija būtų dešimt kartų mažesnė.

Praktinis taikymas. Remiantis prieš tai padarytomis išvadomis galima iš anksto numatyti, kaip vyks daugelis mainų reakcijų. Pagrindinė taisyklė: jeigu iš tirpale esančių jonų susidaro mažai tirpi druska, tai tokios reakcijos vadinamos **nusodinimo reakcijomis**. Mažai tirpūs junginiai yra, pavyzdžiui:

— IV pagrindinės grupės ir beveik visų šalutinių grupių metalų sulfidai;
— Ca, Ba ir Pb sulfatai;
— visi karbonatai (turintys CO_3^{2-} joną), išskyrus IA grupės;
— visi fosfatai, išskyrus IA grupės metalų;
— sidabro chloridas, bromidas ir jodidas;
— IIIA grupės ir amfoterinių metalų hidroksidai (turintys OH^- joną).

Daugelis jonų *atpažinimo reakcijų* yra nusodinimo reakcijos. Jeigu chemikas nori žinoti, ar tirpale yra tam tikros rūšies jonų, tai į tą tirpalą jis įpila tirpalo, turinčio jonų, kurie su ieškomu jonu turėtų sudaryti mažai tirpią druską. Jeigu ši druska susidaro, tai tirpale ieškomas jonas yra. Smulkiagrūdžio balto bario sulfato susidarymo procesas parodo, kad tirpale yra sulfato jonų. Norint atpažinti chlorido joną, į tirpalą reikia įpilti sidabro nitrato $AgNO_3$ tirpalo, kuriame yra Ag^+ ir NO_3^- jonų. Esant Cl^- jonų, susidaro baltos, varškės pavidalo sidabro chlorido AgCl nuosėdos.

7 Organinė chemija

7.1 Anglies chemijos apibūdinimas

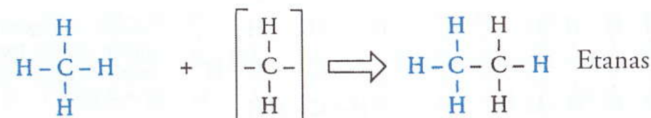
Molekulės, kurių skeletą sudaro tarpusavyje susijungę anglies atomai, gali būti labai didelės (↗ 4.4.6). Todėl galimų anglies junginių skaičius yra neįtikėtinai didelis. Dėl šios priežasties anglis tarp elementų užima ypatingą vietą. Reikia atkreipti dėmesį į tai, kad iš anglies junginių ir vandens yra sudarytos svarbiausios organizmų ląstelės. Gyvųjų organizmų sudėtingumas ir įvairovė būtų neįsivaizduojama be tokios gausybės organinių junginių. Jau devynioliktame amžiuje buvo manoma, kad anglies junginiai, išskyrus pačius paprasčiausius, gali susidaryti tik gyvuosiuose organizmuose. Nors šis požiūris pasirodė klaidingas, tačiau organinių junginių bendras pavadinimas „anglies junginiai" ir organinės chemijos pavadinimas kaip atskira mokslo šaka išliko nuo tada. Visų kitų medžiagų mokslas buvo imtas vadinti neorganine chemija. Dabar organinės sintezės laboratorijose ir įvairiose gamyklose yra pagaminama be galo daug paprastų ir sudėtingų anglies junginių, kurie nesusidaro gyvuosiuose organizmuose. Organizmų cheminę sudėtį ir juose vykstančius cheminius procesus jau daug dešimtmečių nagrinėja *biochemijos* mokslas.

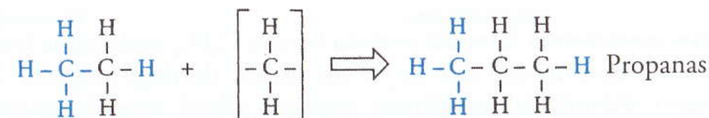
7.2 Alkanai

7.2.1 Homologinė alkanų eilė

Anglies junginiuose dažniausiai su anglimi ryšius sudaro vandenilio atomai. Junginiai, kuriuos sudaro tik anglies ir vandenilio atomai, vadinami *angliavandeniliais*. Jų, kaip pagrindinių sudedamųjų dalių, yra gamtinėse dujose ir naftoje. Alkanais vadinami angliavandeniliai, kurių molekulėse yra tik viengubieji ryšiai ir nėra jokių uždarų anglies žiedų. Iš alkanų teoriškai galima gauti visus kitus organinius junginius. Šiandien chemijos pramonėje alkanai yra pagrindinė žaliava kitiems anglies junginiams gauti.

Pats paprasčiausias alkanas yra metanas CH_4. Visi kiti alkanai vienas nuo kito skiriasi $-CH_2-$ atomų grupe:





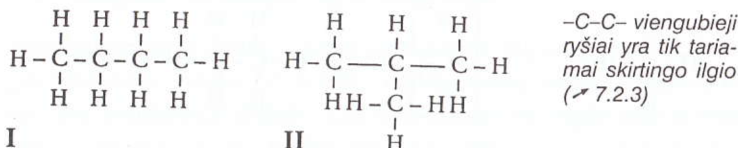
Tokiu pat būdu galime sudaryti ir kitų alkanų struktūrines formules, t. y. C_4H_{10} — butanas, C_5H_{12} — pentanas, C_6H_{14} — heksanas, C_7H_{16} — heptanas, C_8H_{18} — oktanas ir t. t. Bendroji alkanų formulė yra C_nH_{2n+2}.

Angliavandeniliai, kurie vienas nuo kito skiriasi $-CH_2-$ grupe, sudaro homologinę eilę.

Eksperimentais ilginti grandinę nėra taip paprasta, tačiau prieš dešimtmetį laboratorijoje buvo gautas alkanas, kurio formulė $C_{100}H_{202}$. Homologinėje alkanų eilėje ilgėjant anglies atomų grandinei, alkanų lydymosi ir virimo temperatūra didėja. Kambario temperatūroje (20 °C) metanas, etanas, propanas ir butanas yra dujos. Slegiamos propano ir butano dujos kondensuojasi; jos laikomos balionuose. Taip gaunamos suskystintos dujos. Alkanai nuo C_5H_{12} iki $C_{16}H_{34}$ kambario temperatūroje yra skysti, ilgagrandžiai alkanai yra kietos, panašios į žvakės vašką, medžiagos. Santykinai trumpagrandžiai skysti alkanai net ir žemoje temperatūroje labai lėtai garuoja ir yra benzino kvapo. Tačiau jų mišinys kartu su benzinu kurui netinka, nes automobilių degalams yra naudojamas *benzinas*, gaunamas distiliuojant (↗ 2.1.2) naftą. Visi alkanai yra netirpūs vandenyje, nepaprastai *hidrofobiški*, t. y. atstumiantys vandenį. Skysti alkanai labai gerai tirpsta riebaluose, jie yra *lipofiliniai*. Alkanų reaktingumas kambario temperatūroje yra labai mažas.

7.2.2 Izomerija ir nomenklatūra

Alkanai, kuriuose yra keturi ir daugiau anglies atomų, gali būti linijinės ir šakotos struktūros.

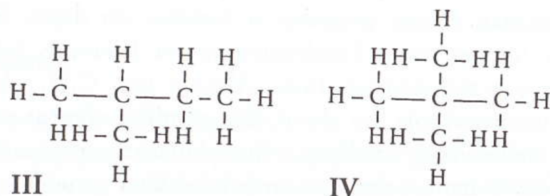


I II

–C–C– viengubieji ryšiai yra tik tariamai skirtingo ilgio (↗ 7.2.3)

Abi struktūrinės formulės atitinka butano C_4H_{10} molekulinę formulę, nors aiškiai matosi, kad tai yra du visiškai skirtingi junginiai. Žinodami tik molekulinę formulę negalime aiškiai junginio apibūdinti, bet iš formulės turime nustatyti, kaip tarpusavyje susijungę anglies atomai. Tai galima padaryti vaizduojant junginius *pusiau struktūrinėmis formulėmis,* t. y. šiuo atveju CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 ir CH_3–$CH(CH_3)$–CH_3. Junginiai, turintys vienodą molekulinę formulę, bet skirtingą struktūrą, vadinami **izomerais.** Izomerijos reiškinys organinėje chemijoje sutinkamas labai dažnai.
I ir II junginiai gali būti laikomi kaip du butano izomerai. Butanas, turintis linijinę anglies atomų grandinę, vadinamas *n*-butanu (paprastas nešakotos struktūros butanas), o butanas, kurio struktūra šakota, — izobutanu.

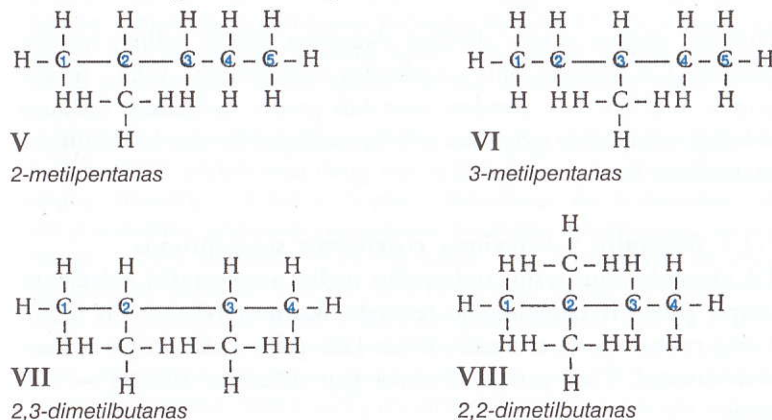
n-pentanas CH_3–$(CH_2)_3$–CH_3 gali turėti du skirtingus izopentanus:



III IV

Norint rasti aiškų ir tikslų kiekvieno junginio pavadinimą, reikia laikytis nomenklatūros taisyklių. Pirmiausia šakotos struktūros alkanų molekulėse surandama ilgiausia nenutrūkstama anglies atomų seka, kuri prilyginama linijinę (nešakotą) struktūrą turinčiam alkanui. Jo šoninės grandinės yra sudarytos pakeitus vieną ar kelis vandenilio atomus tam tikrais radikalais. Taigi III junginį galime pavadinti metilbutanu, o IV — dimetilpropanu. Atomų grupė $-CH_3$ vadinama *metilo grupe.* Todėl izobutaną galime vadinti metilpropanu.

n-heksaną CH_3–$(CH_2)_4$–CH_3 sudaro šie izomerai:



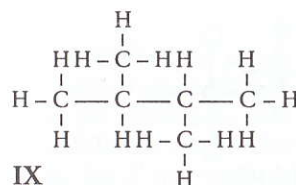
V *2-metilpentanas*

VI *3-metilpentanas*

VII *2,3-dimetilbutanas*

VIII *2,2-dimetilbutanas*

Šiuo atveju, norint pasakyti tikslų vieno ar kito alkano pavadinimą, reikia nurodyti, prie kurių pagrindinės grandinės C atomų yra prisijungusios metilo grupės. (Anksčiau pateiktose formulėse mėlyni numeriai paprastai formulėse nerašomi.) Teoriškai *n*-heksanas dar gali turėti du izomerus, tačiau 4-metilpentanas ir 3,3-dimetilbutanas yra identiški V ir VIII junginiams. Taigi būtų visiškai aišku, jei pagrindinėje grandinėje esančius C atomus sunumeruotume iš dešinės į kairę. Norint išvengti tokių dvigubų pavadinimų, pagrindinėje grandinėje esančius C atomus reikia numeruoti iš tos pusės, kad pavadinime būtų rašoma kuo mažesni skaičiai. Todėl abu paskutiniai pavadinimai (4-metilpentanas ir 3,3-dimetilbutanas) yra netaisyklingi ir todėl jie nevartojami. 1-metilpentaną sudaro šeši anglies atomai sujungti nešakotoje grandinėje, todėl jį reikia vadinti paprasčiausiai *n*-heksanu. IX struktūrinė formulė yra kitaip parašyta VII, kadangi dvi molekulės dalys tarpusavyje sujungtos viengubuoju ryšiu, o dėl dalelių šiluminio judėjimo jos gali laisvai suktis viena kitos atžvilgiu, nesuyrant ryšiui. Šis reiškinys kitaip vadina-



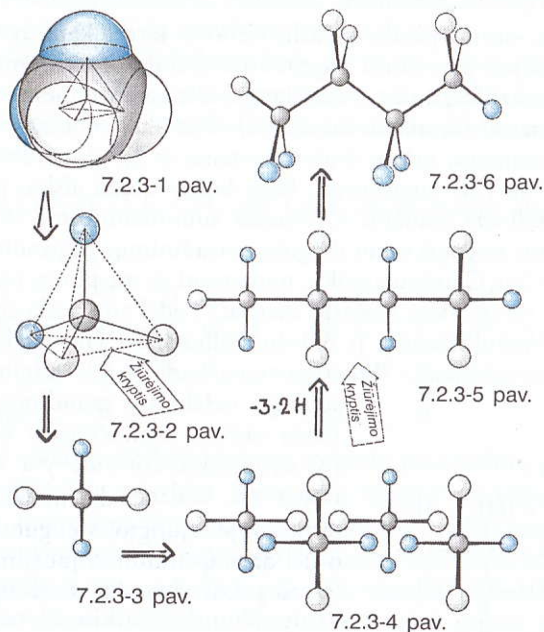
IX

mas laisvuoju sukimusi apie viengubąjį ryšį. Pasibaigus vienam tokiam sukimuisi, molekulės dalys viena kitos atžvilgiu atsiranda ne bet kokioje padėtyje (↗ 7.2.3).

Didėjant anglies atomų skaičiui alkanuose, didėja galimų izomerų skaičius. Čia jau gali būti sutinkamos etilo grupės $-C_2H_5$, propilo grupės $-C_3H_4$ ir t. t. Bendrai visos šios grupės vadinamos *alkilų radikalais,* arba *alkilų grupėmis.* Alkilų radikalai (ir visi kiti radikalai) dažniausiai žymimi raide –R.

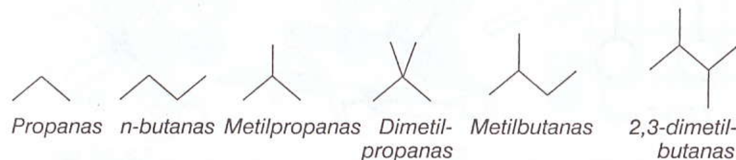
7.2.3 Formulių vaizdavimas erdvinėmis struktūromis

Tik viengubuosius ryšius sudarančio anglies atomo ryšiai erdvėje nukreipti į keturis taisyklingojo tetraedro kampus (↗ 4.4.6 ir 4.5.3). Tokią ryšių erdvinę struktūrą reikia kiek galima aiškiau pavaizduoti plokštumoje. Tam geriausiai tinka paprasčiausias alkanas — metanas.



Rutulinis metano molekulės modelis (7.2.3-1 pav., ↗ 4.6.1) yra tikroviškiausias. Erdvinę struktūrą geriau yra apžvelgti, kai atomo centrai ir ryšiai yra pavaizduoti simboliškai (7.2.3-2 pav.). Pažiūrėjus į C atomo centrą vienos tetraedro briaunos kryptimi, susidaro įprastas metano molekulės struktūrinės formulės vaizdas (7.2.3-3 pav.), kur aplink centrinį atomą išsidėstę keturi vandenilio atomai: du priekinėje plokštumoje (balta spalva) ir du užpakalinėje plokštumoje (mėlyna spalva).
Jeigu alkaną sudaro daugiau negu vienas anglies atomas, tai jį įsivaizduojame kaip atitinkamai daug vienas į kitą įkištų ir tarpusavyje sujungtų tetraedrų (7.2.3-4 ir -5 pav.). Rezultatas, kuris matomas žiūrint į tetraedrų grandinę lygiagrečiai braižymo plokštumai, pavaizduotas 7.2.3-6 paveiksle. Čia yra aišku, kad atomai yra keturiose lygiagrečiose plokštumose: visi C ir H atomai, esantys grandinės galuose, yra išsidėstę dviejose vidurinėse plokštumose, likę H atomai, paeiliui keisdamiesi, poromis yra viršutinėje arba apatinėje plokštumoje. Nepaisant laisvojo sukimosi principo (↗ 7.2.3 pav.), *tokia* atomų išsidėstymo tvarka turi pirmenybę, kadangi iš tikrųjų atomai, lyginant juos su ryšio ilgiu, yra santykinai dideli. Viengubaisiais ryšiais tarpusavyje susijungę anglies atomai sudaro zigzago formos grandinę.

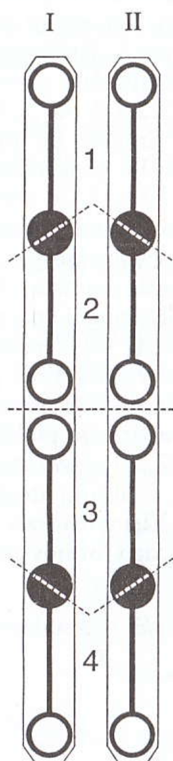
Labai supaprastintos angliavandenilių *skeletų formulės* yra sudarytos tik iš ryšių tarp anglies atomų:



Žinant, kad anglis C keturvalentė, o vandenilis H vienvalentis, skeleto formulės gali būti lengvai papildomos iki pilnų struktūrinių formulių.

7.2.4 Chiralinės struktūros

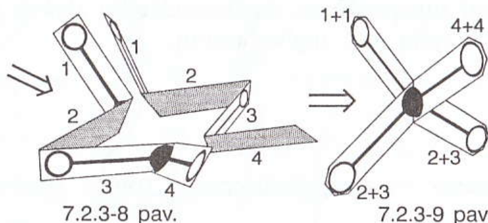
Žmogaus rankos yra laikomos viena kitos veidrodiniu atspindžiu. Tokios pat struktūros gali būti ir molekulės. Šis reiškinys vadinamas chirališkumu (iš gr. *cheir* — ranka). Chiralinė molekulė gali būti tik tada, kai ji turi mažiausiai vieną *chiralinį centrą.*



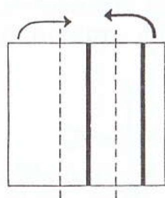
7.2.3-7 pav.

Molekulių modeliai iš kartono

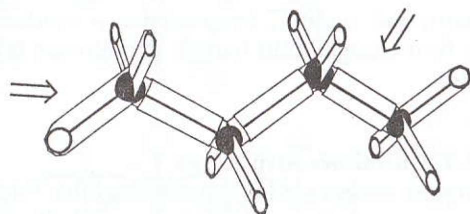
1. 7.2.3-7 ir 7.2.3-10 paveikslus padidinę nukopijuokite. 7.2.3-7 paveikslo kopiją užklijuokite ant kartono ir iškirpkite I ir II juostas.
2. Kartoninėse juostose punktyrinėmis linijomis pažymėkite lenkimo linijas. Per jas sulenkite smailiais kampais taip: 1 ir 4 atkarpas į viršų, 2 ir 3 atkarpas į apačią (7.2.3-8 pav.).
3. Abiejų juostų 2 ir 3 atkarpas suklijuokite blogosiomis pusėmis. Paskui tarpusavyje suklijuokite I-1 su II-1 ir I-4 su II-4. Taip gaunamas metano molekulės modelis (7.2.3-9 pav.).
4. Pasigaminkite daugiau tokių pat metano modelių ir su popieriaus juostelėmis (7.2.3-10 pav. kopijomis) sujunkite, kaip parodyta 7.2.3-11 paveiksle. Keičiant tetraedrų išsidėstymą, galima sudaryti izomerų modelius. Iš šešių metano molekulių galime sudaryti žiedo formos cikloheksano C_6H_{14} molekulę. Pastebėta, kad horizontaliai esantys C atomai išsidėstę *zigzago forma*, t. y. vienas yra aukščiau, kitas — žemiau ir t. t.



7.2.3-8 pav. 7.2.3-9 pav.



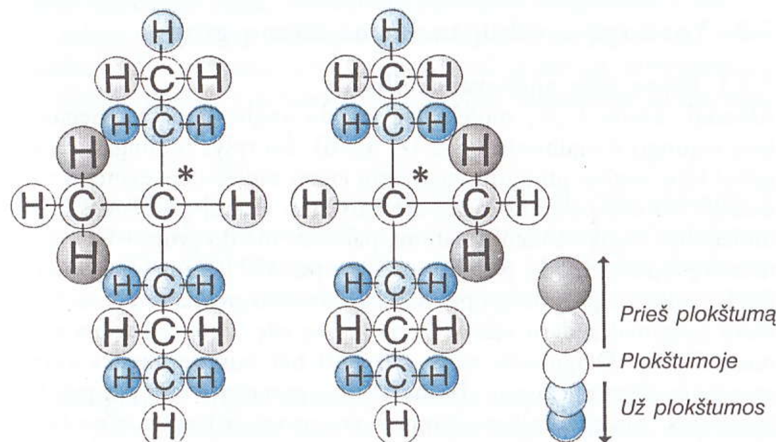
7.2.3-10 pav.



7.2.3-11 pav.

Juo gali būti anglies atomas, prie kurio prijungti keturi skirtingi atomai arba atomų grupės. Šis atomas būna pažymėtas žvaigždute. Struktūrinėse chiralinių molekulių formulėse turi visiškai atsispindėti erdvinės struktūros. Todėl užrašant struktūrines tokių molekulių formules, reikia laikytis tam tikrų taisyklių. Dažniausiai yra naudojamos *projekcinės Fišerio formulės*; jose molekulė vertikalioje plokštumoje turi būti išsidėsčiusi taip, kad:

— pagrindinė anglies atomų grandinė būtų vertikali (pirmas C atomas viršuje);
— nuo chiralinio centro horizontaliai esantys ryšiai turi būti nukreipti įstrižai į priekį.



I ir II struktūrinėse formulėse pavaizduotas 3-metilheksanas pagal anksčiau nurodytas taisykles. Taigi atitinkami abiejų molekulių atomai yra pavaizduoti vienoduose plokštumos „aukštuose“. Prie chiralinio centro yra prisijungę trys radikalai ir vienas vandenilio atomas. I ir II molekulėje esančių radikalų $-C_2H_5$ ir $-C_3H_7$ padėtis yra vienoda, o $-CH_3$ ir $-H$ yra sukeisti vietomis. I ir II struktūrinėmis formulėmis pavaizduoti du 3-metilheksano izomerai. Šių *enantiomerų* (stereoizomerai — vienas kito veidrodinis atspindys) *sudėtis*, nors ir yra vienoda (t. y. atomai vienas su kitu yra susijungę vienodai), tačiau jų struktūros vis dėlto yra skirtingos.

Sintetinant junginius, kuriuos sudaro chiralinės molekulės, visuomet vienodu santykiu susidaro abu enantiomerai. Juos galima tam tikrais metodais vieną nuo kito atskirti ir identifikuoti. Tačiau organizmai gamina tik vieną iš dviejų enantiomerų, atitinkamai medžiagų apykaitai jiems reikalingas taip pat tik vienas iš dviejų. Tai tinka beveik visoms aminorūgštims (↗ 7.3.6).
Yra molekulių, kurios turi daugiau negu vieną chiralinį centrą, pavyzdžiui, cukrūs (↗ 7.4.2). Tuomet yra gaunamas labai didelis erdvinių struktūrų skaičius, kurios viena su kita *ne visuomet* yra kaip vaizdas ir atvaizdas. Atitinkami tokie izomerai skiriasi fizikinėmis ir cheminėmis savybėmis.

7.3 Ypatingų savybių turinčios atomų grupės

7.3.1 Eteno eilės angliavandeniliai

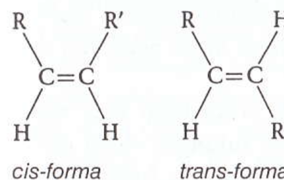
Alkenai. Eteno C_2H_4 molekulėje yra du anglies atomai, vienas su kitu sujungti dvigubuoju ryšiu (↗ 4.4.6). Šis ryšys būdingas ir daugeliui kitų anglies junginių, gaunamų eteno molekulėje esančius vandenilio atomus pakeitus kitais atomais arba atomų grupėmis. Eteno molekulėje vieną vandenilio atomą pakeitus metilo grupe $-CH_3$ gaunamas propenas C_3H_6, pakeitus etilo grupe $-C_2H_5$ gaunamas butenas C_4H_8, pakeitus propilo grupe $-C_3H_7$ gaunamas pentenas ir t. t. Gaunami junginiai sudaro *alkenų* homologinę eilę. Bendroji alkenų formulė C_nH_{2n}. Dvigubasis ryšys gali būti bet kurioje anglies atomų grandinės vietoje. Kaip ir alkanų, alkenų grandinės taip pat gali būti šakotos. Fizikinės alkenų savybės yra panašios kaip ir atitinkamų alkanų.

Alkenai susidaro aukštoje temperatūroje skaidant alkanus, pavyzdžiui:



Šis „krekingas" (iš angl. *crack*) daugiausia taikomas degalams iš naftos gauti. Čia susidaro ir benzinas, kuriame yra iki 18 % alkenų, daugiausia tokių, kuriuose yra nuo keturių iki aštuonių anglies atomų. Krekingo metu kaip šalutiniai produktai susidaro etenas ir propenas, ypač plačiai naudojami chemijos pramonėje kaip pradinės medžiagos įvairių medžiagų sintezei.

Molekulių forma. Eteno molekulėje visi ryšiai yra toje pačioje plokštumoje kaip anglies atomai (↗ 4.5.3). Prie abiejų anglies atomų po vieną vandenilio H atomą pakeitus bet kokiu kitu atomu arba atomų grupe (R ir R'), gaunami angliavandeniliai, kurių sandarą galime parodyti dvejopai. Šios dvi galimos tos pačios molekulės formos yra laikomos *izomeriniais junginiais*, kur cis-izomeras ir trans-izomeras dažnai tarpusavyje skiriasi fizikinėmis bei cheminėmis savybėmis. Taip yra dėl dvigubojo ryšio (π-ryšys, ↗ 4.5.3): dvi vienos molekulės dalys, tarpusavyje sujungtos dvigubuoju ryšiu, negali suktis viena kitos atžvilgiu. Cis-molekulės pasikeitimas į trans-molekulę ir atvirkščiai yra galimas ypač aukštoje temperatūroje ir veikiant šviesai. *Cis-trans-izomerija* ypač reikšminga biochemijai (↗ 7.4.3).

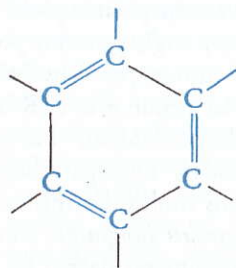


Atstumas tarp atomų. Atstumas tarp dvigubuoju ryšiu sujungtų C atomų branduolių yra mažesnis negu tarp viengubuoju ryšiu sujungtų C atomų. Du ryšiai drauge teigiamus atomų branduolius, kurie vienas kitą stumia, gali pritraukti vienas kitą arčiau negu vienas viengubasis ryšys.

Reaktingumas. Anglies atomų grandinėje esantis dvigubasis ryšys —C=C– yra reaktingiausia vieta molekulėje. Anglies atomai, tarp kurių yra dvigubasis ryšys, lengvai prisijungia reaktingas daleles. Tuomet dvigubasis ryšys trūksta ir susidaro viengubasis ryšys (↗ 7.4.2). Todėl junginiai, turintys dvigubąjį –C=C– ryšį, vadinami nesočiaisiais angliavandeniliais. Stiprūs oksidatoriai, kaip ozonas O_3 arba manganato(VII) jonas MnO_4^-, gali suskaidyti angliavandenilio grandinę per dvigubąjį ryšį.

7.3.2 Benzeno žiedas

Benzeno žiedą sudaro šeši anglies atomai, turintys į išorę po vieną viengubąjį ryšį. Tokia atomų grupuotė randama daugelyje gamtinių medžiagų arba susidaro cheminiuose technologiniuose procesuose.



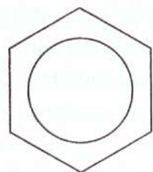
Kai prie kiekvieno benzeno žiedo anglies atomo C yra prisijungę po vieną vandenilio H atomą, gaunamas junginys — benzenas (↗ 8). Vienas arba keletas vandenilio atomų, esančių benzene, gali būti pakeisti kitais nemetalų atomais.

Benzeno žiedą galime įsivaizduoti kaip sudarytą iš trijų tarpusavyje sujungtų eteno molekules sudarančių anglies karkasų (mėlyna spalva). Šis vaizdas nepakankamai tikroviškas:

— atstumai tarp gretimų C atomų yra vienodi ir mažesni už atstumą tarp viengubuoju ryšiu sujungtų anglies atomų, bet didesni už atstumą tarp dvigubuoju ryšiu sujungtų anglies atomų;

— benzenas nesočiųjų angliavandenilių savybių turi daug mažiau negu angliavandenilis, kurio molekulėje yra tik vienas dvigubasis ryšys.

Tai kažkada buvo bandoma paaiškinti, jog nuolat labai greitai keičiasi dvigubųjų ir viengubųjų ryšių užimamos vietos. Šiandien jau yra aišku, kad egzistuoja tarpinė būsena tarp dvigubojo ir viengubojo ryšio, kuri benzeno struktūrinėje formulėje vaizduojama apskritimu.



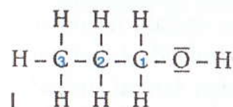
Paprastai ir visiškai aiškiai tai apibūdina orbitalių teorija (↗ 4.5.3): visi C atomai benzeno žiede yra sp^2 hibridizacijos. Kiekviena p_z orbitalė žiedo viršuje ir apačioje susikloja su abiem gretimomis p_z orbitalėmis, tačiau ne taip stipriai, kaip esant vienam tikram dvigubajam ryšiui.

Junginiai, kuriuose yra benzeno žiedas arba kitoks nesotusis žiedas be lokalizuotų dvigubųjų ryšių, vadinami *aromatiniais angliavandeniliais* (— *aromatiniai* — *arenai*). Šis pavadinimas yra sudarytas panašiai kaip ir istorinis organinės chemijos pavadinimas, tačiau nieko konkrečiai nepasako apie junginių savybes.

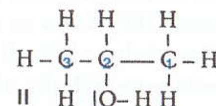
Aromatiniai angliavandeniliai dideliais kiekiais gaunami katališkai perdirbant naftą. Benzininių variklių kurą sudaro 40 % aromatinių angliavandenilių (daugiausia įvairūs alkinbenzenai), kurie pagerina kuro kokybę.

7.3.3 Hidroksigrupė –OH

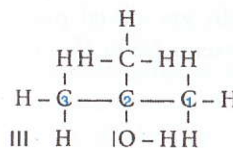
Angliavandenilio molekulėje pakeitus vieną arba kelis vandenilio atomus hidroksigrupėmis, susidaro alkoholiai. Pats paprasčiausias būdas yra alkano molekulėje vieną vandenilio atomą pakeisti hidroksigrupe. Gautos medžiagos pavadinimas sudaromas prie alkano pavadinimo pridėjus galūnę -olis (nuo alkoholis), pavyzdžiui: CH_3OH — metanolis, C_2H_5OH — etanolis, C_3H_7OH — propanolis, C_4H_9OH — butanolis ir t. t. Bendras šių junginių pavadinimas — *alkanoliai.* Jeigu alkoholį sudaro trys atomai, tai hidroksigrupė gali būti prisijungusi prie paskutinio arba vidurinio C atomo (I ir II formulės).



1-propanolis



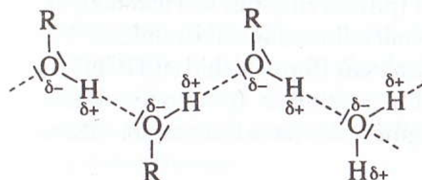
2-propanolis

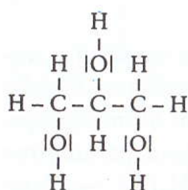


2-metil-2-propanolis

Jei molekulėje yra keturi anglies atomai, tai –OH grupė gali būti prisijungusi grandinės šakojimosi vietoje (III formulė). I, II ir III formulės — *pirminio, antrinio* ir *tretinio* alkoholių pavyzdžiai. Šie trys alkoholių tipai skiriasi cheminėmis savybėmis, ypač oksidatorių poveikiui.

Alkoholio molekulę galima įsivaizduoti tarsi vandens molekulėje vienas iš dviejų vandenilio atomų būtų pakeistas alkilo radikalu. Iš tikrųjų trumpagrandžių alkoholių savybės primena vandens savybes: jų virimo temperatūra yra kur kas aukštesnė negu atitinkamų alkanų; visi alkoholiai kambario temperatūroje yra skysčiai. Metanolis, etanolis ir propanolis su vandeniu maišosi bet kokiu santykiu; hidroksigrupės padaro molekules hidrofilinėmis, t. y. „draugiškomis vandeniui“. Dėl didelio deguonies elektrinio neigiamumo –OH grupė yra polinė (↗ 4.6.1) ir gali sudaryti vandenilinius ryšius (↗ 4.6.2) tiek tarp alkoho-

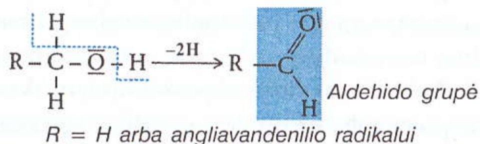




lio molekulių, tiek tarp alkoholio bei vandens molekulių. Ilgėjant grandinei, hidroksigrupės įtaka, priešingai negu hidrofobinio alkilo radikalo, silpnėja, o ilgagrandžiai alkoholiai net netirpsta vandenyje. Prie to paties alkilo radikalo –OH grupių skaičiaus didinimas dėl daugiau susidarančių vandenilinių ryšių sustiprina molekulių asociaciją ir minėto junginio hidrofilinį pobūdį. Pavyzdžiui, 1,2,3-propantriolis (žr. formulę kairėje) yra *higroskopinis*, t. y. jis sugeria iš oro vandens garus (↗ 8). Hidroksigrupė su anglimi yra susijungusi kovalentiniu ryšiu, todėl ji turi visai kitas savybes negu hidroksido jonas OH^-, kuris su metalų jonais sudaro metalų hidroksidų kristalus. Praskiedus alkoholį vandeniu, jokie hidroksido jonai nesusidaro. Praskiesti alkoholių tirpalai, priešingai negu šarmai, nelaidūs elektros srovei ir nėra šarminiai. Tačiau iš alkoholių molekulių, kaip ir iš vandens, nuo hidroksigrupės gali atskilti vandenilio atomas (protonas). Šis silpnai rūgštus hidroksigrupės pobūdis yra aiškiai pastebimas, kai hidroksigrupė yra prijungta prie benzeno žiedo (fenolis, ↗ 8).

7.3.4 Aldehido grupė –CHO

Iš pirminio alkoholio anglies atomo, esančio prie hidroksigrupės, atskėlus du vandenilio atomus, susidaro aldehidas (iš lot. *alkohol dehydrogenatus* — dehidrintas alkoholis).

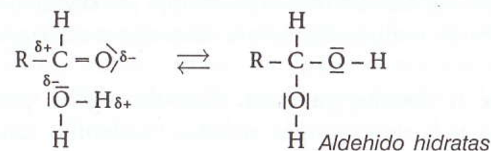


R = H arba angliavandenilio radikalui

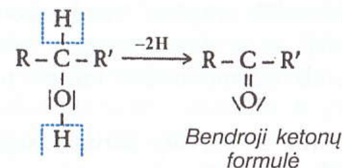
Šiuos vandenilio atomus iš alkoholio molekulės galima atskelti (*dehidrinti*) arba biokatalizatoriumi (pirmas žingsnis, kad alkoholis skiltų organizme), arba oksiduojant vandenilio atomus iki vandens. Taip iš pirminių alkoholių gaunami: *metanalis* (formaldehidas) HCHO, *etanalis* (acetaldehidas) CH_3CHO, *propanalis* (propiono aldehidas) C_2H_5CHO ir t. t. Šios homologinės eilės pavadinimas yra *alkanaliai* (aldehidų galūnė yra **-alis**).

Alkanalių virimo temperatūra yra gerokai mažesnė negu alkoholių, tačiau aukštesnė negu tokį pat C atomų skaičių turinčių alkanų (metanalis verda –19 °C, o etanalis verda 20 °C temperatūroje). Tai galima paaiškinti remiantis aldehido grupės struktūra: kadangi nėra hidroksigrupių, čia nesusidaro vandeniliniai ryšiai kaip tarp alkoholio molekulių. Dvigubuoju ryšiu prijungtas deguonies atomas suteikia aldehido grupei poliškumą, dėl kurio susidaro elektrostatinės traukos jėgos tarp molekulių ir aldehido grupių.

Praskiedus aldehidą vandeniu, kai yra pusiausvyros būsena su aldehidu, susidaro jo hidratas:



Aldehido grupėje esantį vandenilio H atomą pakeitus radikalu R′, susidaro ketonas. Eksperimentiškai ketonai gaunami dehidrinant antrinius alkoholius:

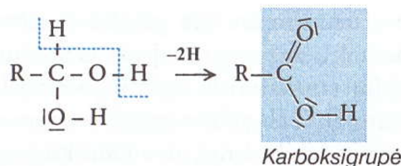


Bendroji ketonų formulė

R ir R′ pakeitus $-CH_3$ grupėmis, susidaro propanonas (acetonas).

7.3.5 Karboksigrupė —COOH

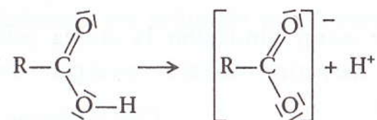
Susidarymas. Karboksigrupė yra karboksirūgščių funkcinė grupė. Karboksirūgštys gaunamos oksiduojant aldehidus. Karboksirūgštis taip pat galima gauti ir oksiduojant alkoholius. Oksiduojant pirminį alkoholį, pirmiausia susidaro aldehido hidratas (↗ 7.3.4), kuris dar kartą dehidrinamas.



Karboksigrupė

Taip iš metanolio gaunama metano rūgštis skruzdžių rūgštis) HCOOH iš etanolio — etano rūgštis (acto rūgštis) CH_3COOH, iš 1-propanolio — propano rūgštis (propiono rūgštis) C_2H_5COOH, iš 1-butanolio — butano rūgštis (sviesto rūgštis) C_3H_7COOH ir t. t. Išvardytos rūgštys yra pirmieji karboksirūgščių (*alkanrūgščių*) homologinės eilės nariai. Karboksirūgštys, kurių grandinėje yra iki devynių anglies atomų, kambario temperatūroje yra skysčiai, ilgagrandės rūgštys kambario temperatūroje yra kietosios medžiagos arba vaškai.

Protolizė ir druskų gavimas. Karboksirūgščių protolizė (↗ 5.1.1) atliekama iš karboksigrupės atskėlus vandenilio joną H^+ (protoną).



Karboksirūgščių formulėje „rūgštus" vandenilio atomas visuomet rašomas dešinėje pusėje, t. y. skirtingai negu neorganinėms rūgštims. Tai yra tik tradicinis rašymo būdas, kuriuo neparodomos rūgščių savybės.

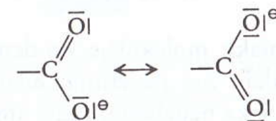
Lyginant su HCl arba su HNO_3, karboksirūgščių polinkis atskelti protoną yra labai silpnas, stipriausias — metano rūgšties. Alkanrūgštį sumaišius su vandeniu, nusistovi dinaminė pusiausvyra (↗ 6), stipriai pasislinkusi į rūgšties molekulės pusę:



$$R-COOH \rightleftarrows R-COO^- + H^+$$

Tačiau jeigu į rūgšties tirpalą pridedamas atitinkamas kiekis šarmo, visos rūgšties molekulės labai greitai disocijuoja į vandenilio ir rūgšties liekanos jonus. Iš rūgšties atskilę vandenilio H^+ jonai labai greitai jungiasi su OH^- jonais, sudarydami vandens molekules (↗ 5.1.3). Tuomet protolizės pusiausvyra pagal Le Šateljė—Brauno principą labai stipriai pasislenka į dešinę (↗ 6.3) Išgarinus tokius neutralizacijos tirpalus, susikristalizuoja alkanrūgščių druskos, pavyzdžiui: natrio metanoatas (natrio formiatas) $HCOO^-Na^+$, natrio etanoatas (natrio acetatas) $CH_3COO^-Na^+$ ir t. t.

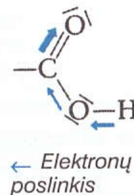
Karboksirūgščių anijonas gali egzistuoti dviem formomis, kurios viena su kita keičiasi, pasislenkant elektronams.



Tačiau dabar yra žinoma, kad anijonas nebūna vienos ar kitos formos, o dažniausiai jis užima tarpinę, *mezomerinę* būseną tarp vienos ir kitos formos. Anijono neigiamasis krūvis pasidalija tarp abiejų deguonies atomų. Ši būsena turi mažiau energijos ir yra stabilesnė negu ta, kurios krūvis sukoncentruotas prie vieno atomo.

Indukcijos efektas. Sąlyginis karboksirūgšties jono stabilumas yra ne vienintelė priežastis, kad protonas atskiltų nuo karboksigrupės. Susidarant ryšiui tarp vieno deguonies ir vieno vandenilio atomų, deguonies atomas į savo pusę pritraukia bendrąją elektronų porą (↗ 4.6.1, 7.3.3). Tai rodo, jog ryšys O–H pamažu yra. Kai hidroksigrupės deguonies atomą į savo pusę pritraukia kitas tos pačios molekulės labiau elektriškai neigiamas atomas, tai iš karboksigrupės atskelti protoną tampa dar lengviau.

Indukcijos efektas karboksigrupėje pasireiškia ir prie dvigubuoju ryšiu prijungto deguonies atomo: prie savęs jis pritraukia su anglies atomu jungiančias elektronų poras. Taip anglies atomas įgauna teigiamąjį krūvį. Tačiau dar yra ir elektronų poslinkis nuo hidroksigrupės anglies atomo link.

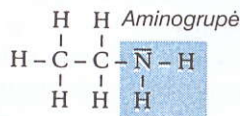


← *Elektronų poslinkis*

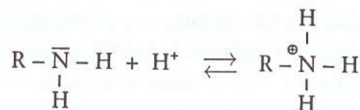
Kartu efektyvūs yra radikalo R labai elektriškai neigiami atomai, esantys šalia karboksigrupės. 2-hidroksipropano rūgštis (pieno rūgštis) $H_3C–CH(OH)–COOH$ yra stipresnė rūgštis negu propano rūgštis $H_3C–CH_2–COOH$, o trichloretano rūgštis $Cl_3C–COOH$ yra viena iš nedaugelio organinių rūgščių, kurią galime laikyti stipriąja rūgštimi.

7.3.6 Aminogrupė $-NH_2$

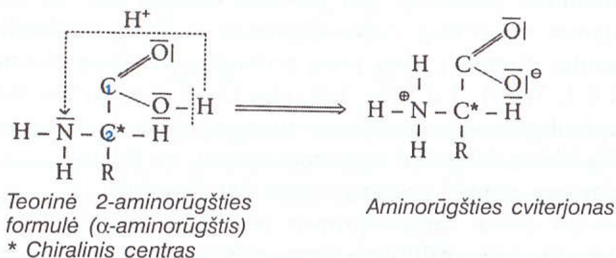
Vienas iš paprasčiausių *aminų* atstovų yra aminoetanas (etilaminas):



Aminai gaunami amoniako molekulėje vandenilio atomus pakeitus angliavandenilių radikalais. Šio pakeitimo metu azoto atome esanti laisvoji elektronų pora lieka nepaliesta, todėl aminai, kaip ir amoniakas, yra Brionstedo bazės (↗ 5.1.5):



Teoriškai **aminorūgštys** yra ir aminai, ir karboksirūgštys drauge. Tačiau jų forma tokia, tarsi molekulės viduje būtų perėjęs protonas:

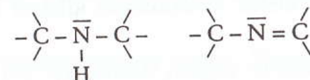


Teorinė 2-aminorūgšties formulė (α-aminorūgštis)
** Chiralinis centras*

Aminorūgšties cviterjonas

Grynos aminorūgštys yra kristalinės medžiagos, kurių kristalus sudaro cviterjonai. Aminorūgščių vandeniniuose tirpaluose taip pat yra beveik tik cviterjonai. Aminorūgštys turi amfoterinių savybių. Pridėjus rūgšties, prie COO^- grupės atsiranda vienas protonas, o pridėjus šarmo — nuo NH_3^+ atskyla protonas ($H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$). Atitinkamos molekulės molekulinių formulių neturi.
Dvidešimt gamtinių 2-aminorūgščių, kurios beveik visos tarpusavyje skiriasi tik radikalu –R, yra baltymų molekulių sudedamosios dalys (↗ 7.4.3). Baltymai (proteinai) gyviesiems organizmams yra labai svarbūs.

Azotas grandinėse ir žieduose. Aminogrupėje vieną vandenilio atomą pakeitus organiniu radikalu, azoto atomas įsiterpia į anglies atomų grandinę. Nuo azoto atomo atskėlus paskutinį vandenilio atomą, prie azoto susidaro dvigubasis ryšys:



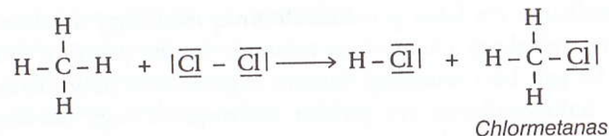
Tokios atomų grandinės gali būti penkianarių arba šešianarių žiedų sudedamosios dalys. Šie žiedai dažniausiai yra aromatinio pobūdžio, tačiau dvigubieji ryšiai, dėl kurių anglis visuomet yra keturvalentė, yra nelokalizuoti (↗ 7.3.2). Tokie azotą turintys žiedai randami svarbiose gamtinėse medžiagose, pavyzdžiui, chlorofile, hemoglobine ir DNR, kurios yra genuose.

7.4 Reakcijų tipai organinėje chemijoje

7.4.1 Pakaitų reakcijos

Pakaitų (substitucijos) reakcijomis organinėje chemijoje vadinamos tokios reakcijos, kurioms vykstant prie anglies prisijungę atomai yra pakeičiami kitais atomais arba atomų grupėmis.

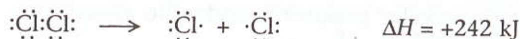
Alkanų halogeninimas. Pramonėje dideliais kiekiais yra chlorinamas metanas:



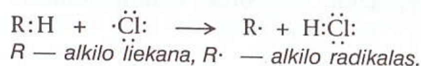
Chlormetanas

Vienas po kito visi vandenilio atomai gali būti pakeisti chloru. Taip susidaro chlormetanas CH_3Cl, dichlormetanas CH_2Cl_2, trichlormetanas (chloroformas) $CHCl_3$ ir tetrachlormetanas (anglies tetrachloridas) CCl_4. CH_3Cl kambario temperatūroje yra dujos, kiti trys substitucijos produktai — lakūs skysčiai. Kaip metanas gali būti chlorinami visi kiti alkanai.
Anksčiau pateikta reakcija rodo tik suminį substitucijos procesą.

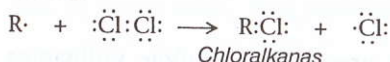
Pirmasis reakcijos žingsnis yra endoterminis chloro molekulės suskaidymas.



Reikalingas energijos kiekis suteikiamas alkano ir chloro mišinį šildant arba *apšvitinus.*
Išoriniame pavienio chloro atomo sluoksnyje yra 7 elektronai, iš kurių vienas yra nesuporuotas. Atomai arba atomų grupės, turinčios vieną nesuporuotą elektroną, vadinami *laisvaisiais radikalais.* Jie yra nepaprastai reaktingi. Kiekvienas chloro radikalas iš alkano molekulės atskelia vandenilio atomą ir su juo sudaro vandenilio chlorido molekulę. Taip susidaro alkilo radikalas:



Paskui alkilo radikalas iš chloro molekulės atskelia vieną chloro atomą:



Taip vėl susidaro chloro radikalas, kuris veikia naują alkano molekulę ir t. t. Šis procesas vadinamas *radikaline pakaitų reakcija.*
Alkanų brominimas gali vykti tokiu pat principu kaip ir chlorinimas. Fluoralkanai ir jodalkanai yra gaunami kitais būdais, kadangi fluoras su alkanais reaguoja labai smarkiai, o jodas — visiškai nereaguoja.
Halogenalkanai yra labai geri hidrofobinių medžiagų tirpikliai, todėl jie dažnai reikalingi cheminiam valymui, norint pašalinti riebalines dėmes. Jie gali būti reikalingi kitiems organiniams junginiams gauti, kadangi halogenalkanai yra gerokai reaktingesni negu nehalogeninti angliavandeniliai. Halogenalkanai yra pavojingi sveikatai ir teršia gruntinius vandenis, todėl jie naudojami tik uždaruose įrenginiuose.

Halogenų atomų pakeitimas halogenalkanuose. Halogenalkanus veikiant stipriais šarmų tirpalais, halogenų atomai pakeičiami hidroksigrupėmis:



R — angliavandenilio radikalas, X — halogeno atomas, R–OH — alkoholis.

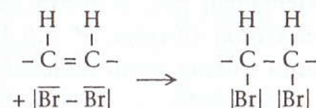
Ši pakaitų reakcija nėra radikalinė pakaitų reakcija. Čia *neigiamieji jonai* veikia anglies atomus, kurie dėl prijungtų didelio elektrinio neigiamumo halogenų atomų, turi dalinį teigiamąjį krūvį (↗ 4.6.1). Panašiu principu halogenų atomai gali būti pakeisti ir kitais atomais arba atomų grupėmis, pavyzdžiui, aminogrupe.

Pakaitų reakcijos aromatiniame žiede. Benzeno arba kituose aromatiniuose žieduose esančius vandenilio atomus taip pat galima pakeisti halogenų atomais arba tam tikromis atomų grupėmis. Šios reakcijos vyksta veikiant *teigiamąjį* krūvį turinčiomis dalelėmis, kurios susidaro veikiant atitinkamiems katalizatoriams. Pavyzdžiui, aromatines molekules veikiant azoto ir sieros rūgšties (katalizatorius) mišiniu, į aromatines molekules įvedama nitrogrupė $-NO_2$. Aromatiniai nitrojunginiai naudojami daugelio turinčių azoto junginių sintezei, kurių dauguma yra aukštos kokybės dažai.

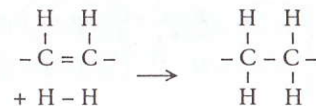
7.4.2 Jungimosi reakcijos

Jungimosi (adicijos) reakcijomis vadinamos reakcijos, kurioms vykstant dalelės jungiasi dvigubojo ryšio vietoje. Vietoj dvigubojo ryšio susidaro viengubasis ryšys.

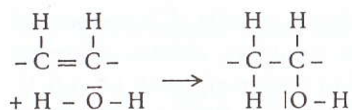
Molekulių jungimasis prie C=C dvigubojo ryšio. Bromas prie dvigubuoju ryšiu sujungtų anglies atomų jungiasi labai aktyviai. Bromas yra raudonai rudos spalvos, o jungimosi reakcijos produktas — bespalvis, vadinasi, trūkstant dvigubajam ryšiui išblunka bromo tirpalas. Chloro jungimosi reakcija vyksta analogiškai.



Vandenilio jungimosi reakcija (hidrinimas) vyksta, kai yra aukštas slėgis bei aukštesnė temperatūra ir naudojant metalinį katalizatorių (pavyzdžiui, nikelį).

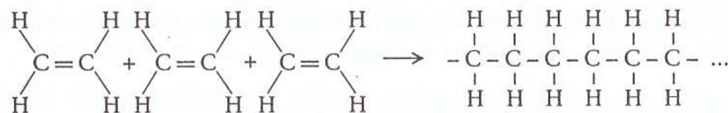


Šio proceso metu techniniai skystieji riebalai tampa kietaisiais riebalais (↗ 7.4.3).

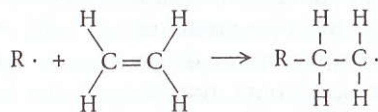


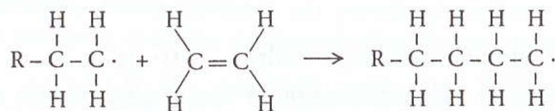
Vanduo ir kiti molekuliniai junginiai jungiasi tik esant tam tikroms sąlygoms. Taip technikoje iš eteno ir propeno, kurie susidaro perdirbant naftą, gaunamas etanolis ir 2-propanolis.

Polimerizacijos reakcijos. Polimerizacijos reakcija vadinama reakcija, kuriai vykstant tarpusavyje jungiasi molekulės, turinčios bent vieną dvigubąjį ryšį, sudarydamos ilgas grandines. Pradinė medžiaga vadinama *monomeru*, produktas — *polimeru*, arba *polimerizatu*. Technikoje ypač svarbus yra eteno polimerizacijos procesas:

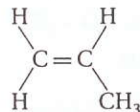


Šis procesas vyksta radikalinės polimerizacijos būdu, kai yra aukštas slėgis ir aukštesnė temperatūra bei katalizatorius. *Laisvasis radikalas* (dalelė, turinti vieną nesuporuotą elektroną; ↗ 7.4.1), kad sudarytų viengubąjį ryšį, iš antros bendrosios elektronų poros pasiima vieną elektroną (π-ryšys, ↗ 4.5.3). Taip susidaro naujas radikalas, kuris ardo tolesnę eteno molekulę ir t. t.:

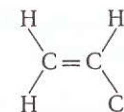




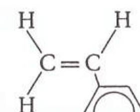
Taip anglies atomų grandinė vis ilgėja. Gautas polimerizatas vadinamas *polietilenu*. Iš jo gaminamos plėvelės, bakai, izoliacinės medžiagos, vamzdžiai ir kt. Daugelis giminingų etenui junginių, kaip monomerai, yra naudojami įvairių polimerinių medžiagų gamybai, pavyzdžiui:



Propenas → Polipropilenas



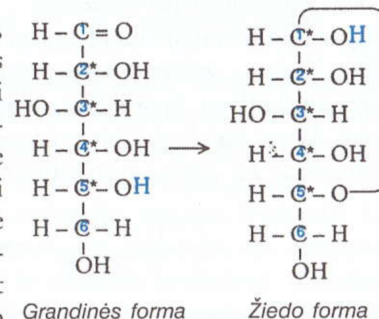
Vinilchloridas → Polivinilchloridas



Stirenas → Polistirenas

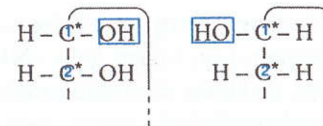
Jungimosi prie C=O dvigubojo ryšio reakcijos. Prie aldehidų ir ketonų dėl >C=O grupės (karbonilinės grupės) poliškumo, lengvai jungiasi polinės molekulės (hidratų susidarymas, ↗ 7.3.4). Ypač tai yra svarbu *monosacharidams* (paprastiesiems cukrums). Pavyzdžiu pateikiame gliukozės (vynuogių cukraus) molekulę.

Gliukozę galime laikyti aldehidu, turinčiu 5 hidroksigrupes. Anglies atomai nuo 2 iki 5 yra chiraliniai centrai (↗ 7.2.4), todėl –OH grupių padėtis (dešinėje arba kairėje pusėje) prie šių C atomų negali kisti. Gliukozės aldehido grupė gali susijungti su –OH grupe, esančia prie 5 anglies atomo. Tuomet gliukozės molekulė pasidaro žiedo formos. (Taip susidaręs C–O ryšys iš tikrųjų yra normalaus ilgio.) Susidarant žiedui, 1 anglies atomas su 5 chiraliniu anglies atomu jungiasi taip, kad gaunamos dvi izomerinės gliukozės formos: α ir β gliukozė (žr. pav. apačioje).

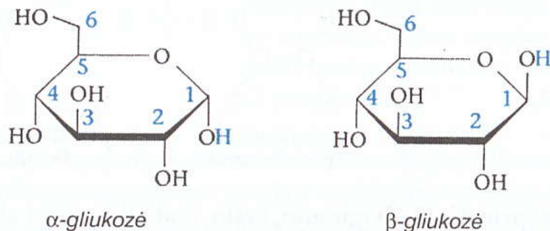


Grandinės forma *Žiedo forma*

Vandeniniame gliukozės tirpale tarp abiejų izomerų nusistovi dinaminė pusiausvyra, kadangi žiedas vykstant jungimosi reakcijai gali nutrūkti ir vėl iš naujo susijungti. Garinant vandenį iš gliukozės tirpalo, kristalizuojasi tik α gliukozė, kadangi ji šaltame vandenyje yra mažiau tirpi negu β gliukozė.



Gliukozės žiedo formos molekules skeleto formulėmis (↗ 7.2.2) galime pavaizduoti taip:



α-gliukozė β-gliukozė

Reikia atsižvelgti, kad žiedas dėl viengubųjų ryšių tetraedrinės struktūros iš tikrųjų nėra panašus į cikloheksano žiedą (↗ 7.2.3).

7.4.3 Kondensacijos reakcijos

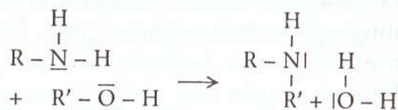
Organinėje chemijoje kondensacijos reakcijomis yra vadinamos reakcijos, kurioms vykstant tarpusavyje jungiasi molekulės, išsiskiriant mažamolekuliams junginiams, pavyzdžiui, vandeniui.

Labai dažnai kondensacijos procesas įvyksta tarp dviejų –OH grupių. Schemiškai tai galima pavaizduoti taip:



–R ir –R′ — bet kokie organiniai radikalai.

Kondensacijos reakcijose taip pat gali dalyvauti aminogrupės:



Kondensuojantis molekulėms, kurios turi dvi būdingas grupes ar jų daugiau, t. y. tokias, kaip $-NH_2$ arba –OH, susidaro didelės linijinės arba tinklinės struktūros molekulės. Toks procesas vadinamas polikondensacija.

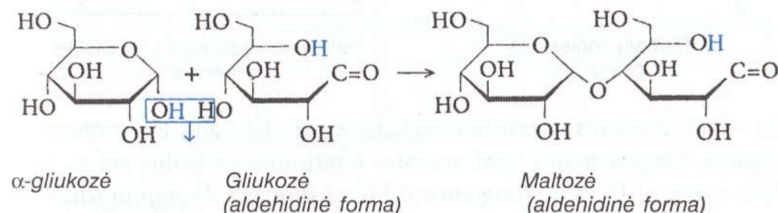
Kondensacijos procesai vyksta stadijomis ir su katalizatoriais. Organizmuose kondensacijos procesus sukelia fermentai.

Vykstant kondensacijos procesui tarp alkoholių molekulių, susidaro **eteriai:**



Dietileteris (↗ 8)

Disacharidai ir krakmolas. Gyvuosiuose organizmuose monosacharidų molekules, panašiai kaip eteriuose, jungia „deguonies tiltelis".

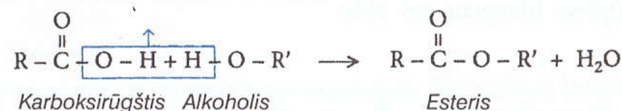


α-gliukozė Gliukozė (aldehidinė forma) Maltozė (aldehidinė forma)

Vienas iš *disacharidų* yra *maltozė* (salyklo cukrus). Kitas disacharidas yra *sacharozė* (cukrinių runkelių, cukranendrių cukrus), kurios molekulė yra sudaryta iš gliukozės ir fruktozės (vaisių cukrus). Bendroji maltozės ir sacharozės molekulinė formulė yra $C_{12}H_{22}O_{11}$.

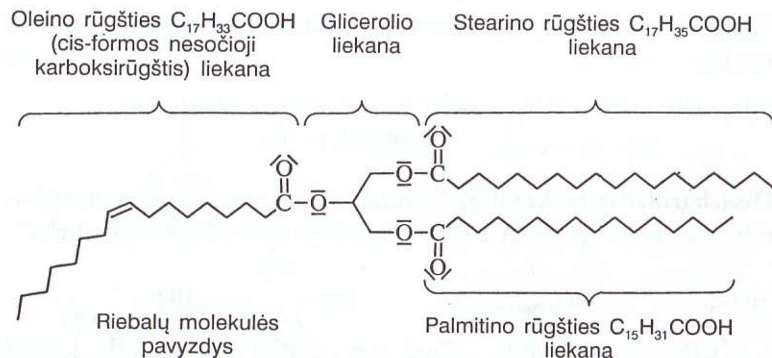
Kondensuojantis daug α gliukozės molekulių, susidaro *krakmolas.* Linijinės skirtingų rūšių milžiniškos krakmolo molekulės yra spirališkai susisukusios, taip pat jos gali būti ir tinklinės struktūros. *Celiuliozę* (celiuliozės ląsteliena, ↗ 8) sudaro β gliukozės molekulės, kurios nešakotos grandinės yra lygiagrečiai viena šalia kitos.

Esteriai susidaro vykstant esterifikacijos reakcijai, kai alkoholiai reaguoja su karboksirūgštimis:

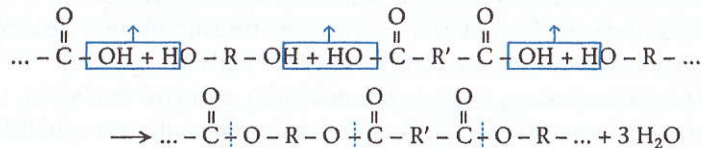


Esteriams priklauso daugelis natūralių vaisių kvapų. *Riebalai* taip pat yra esteriai, sudaryti iš glicerolio (1,2,3-propantriolis) ir įvairių, daugiausia ilgagrandžių karboksirūgščių.

8.

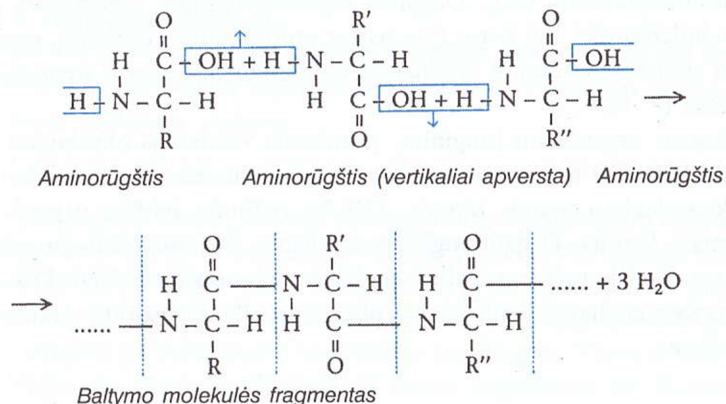


Su –OH grupėmis esterinimo reakcijose gali dalyvauti ir neorganinės rūgštys. Organizmams ypač svarbios esterinimo reakcijos yra su fosforo rūgštimi H_3PO_4. Jungiantis dihidroksiliniam alkoholiui (dioliui; jo molekulėje yra dvi –OH grupės) su dikarboksirūgštimi (molekulėje yra dvi karboksigrupės), susidaro *poliesteris*.



Iš poliesterio gaminami aukštos kokybės tekstiliniai audiniai bei siūlai.

Organizmuose **baltymai** susidaro tarpusavyje reaguojant aminorūgštims (↗ 7.3.6). Šis jungimasis vadinamas polikondensacijos reakcija. Baltymų molekules sudaro tarpusavyje tam tikra tvarka susijungusios aminorūgštys (daugiau nei 100).



Baltymo molekulės fragmentas

7.4.4 Hidrolizė

Kondensacijai atvirkščias procesas yra hidrolizė, kuriai vykstant vandens molekulės suardo kondensacijos metu susidariusius ryšius.



Maisto produktų virškinimo procesas plonojoje žarnoje pirmiausia prasideda nuo krakmolo, disacharidų, riebalų ir baltymų hidrolizės. Šiuos hidrolizės procesus sukelia specialūs fermentai. Dėl hidrolizės susidaro monosacharidai, riebalų rūgštys, glicerolis ir aminorūgštys. Krakmolą organizmuose fermentai pirmiausia paverčia cukrumi. Celiuliozės hidrolizės fermentais gali būti daugelis bakterijų ir grybų. Pramonėje visos anksčiau minėtos medžiagos hidrolizuojamos kaitinant su praskiestų rūgščių tirpalais.

7.4.5 Degimas

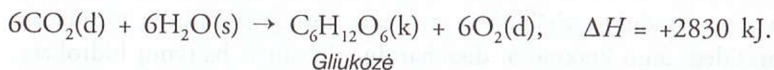
Beveik visos organinės medžiagos yra degios. Daugelis jų lengvai užsidegančios, ypač dujos ir lakūs skysčiai. Junginiai, sudaryti tik iš anglies, vandenilio ir deguonies atomų, esant pakankamai deguonies, visiškai sudega iki CO_2 ir H_2O. Kai trūksta deguonies, susidaro nuodingas anglies monoksidas CO, kuris automobilio katalizatoriuje yra

oksiduojamas iki CO_2. Deginant organinius chloro (pavyzdžiui, polivinilchlorido) bei sieros (yra naftos produktuose) junginius, susidaro aplinkai nuodingos medžiagos: vandenilio chloridas ir sieros dioksidas (↗ 8).
Degant organiniam junginiui, pirmiausia vandenilis oksiduojasi iki vandens. Tai turi įtakos susidaryti anglies (suodžių) dalelėms, kurios iki sudegimo ugnyje žėruoja. Dėl šio reiškinio šviečia, pavyzdžiui, žvakės liepsna. Degant angliavandeniliams, išsiskiria labai daug šilumos. Todėl angliavandeniliai yra labai geri energijos nešėjai. Dėl šios savybės angliavandeniliai labai plačiai pritaikomi įvairiose pramonės srityse.

7.5 Pagrindiniai biocheminiai procesai

7.5.1 Fotosintezė

Fotosintezės proceso metu, kai energijos šaltinis yra šviesa, iš vandens ir anglies dioksido susidaro organiniai junginiai. Šis procesas vyksta augaluose. Bendroji fotosintezės lygtis rašoma taip:



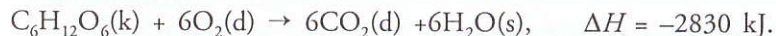
$$6CO_2(d) + 6H_2O(s) \rightarrow C_6H_{12}O_6(k) + 6O_2(d), \quad \Delta H = +2830 \text{ kJ}.$$

Gliukozė

Iš tikrųjų šį procesą sudaro daug stadijų. Iš taip gautų junginių (ne tik iš gliukozės), gyvuosiuose organizmuose toliau gaminasi įvairios organinės medžiagos. Tik nedaugelis mikroorganizmų skatina organines medžiagas susidaryti kitais būdais, tačiau taip gaunami nedideli medžiagų kiekiai yra nereikšmingi. Visi gyvybiniai procesai, išskyrus fotosintezę, vyksta naudojant energiją, kuri gyvuosiuose organizmuose susidaro skylant organiniams junginiams.
Šiandien yra aišku, kad visas atmosferoje esantis deguonis susidaro fotosintezės metu, todėl visas gyvasis pasaulis visiškai priklauso nuo fotosintezės.

7.5.2 Biologinė oksidacija

Beveik visi gyvieji organizmai gauna energijos, kuri susidaro dėl deguonies poveikio skylant organiniams junginiams. Pavyzdžiu gali būti gliukozės molekulės skilimas:

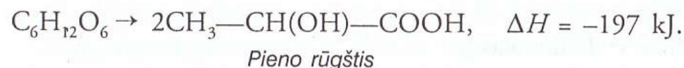


$$C_6H_{12}O_6(k) + 6O_2(d) \rightarrow 6CO_2(d) + 6H_2O(s), \quad \Delta H = -2830 \text{ kJ}.$$

Ši lygtis atspindi bendrą skilimo procesą, sudarytą iš daugelio atskirų stadijų. Iš tikrųjų tai fotosintezei atvirkščias procesas. Atvirkštinis skilimas iki CO_2 ir H_2O vyksta kitaip, kadangi šio egzoterminio proceso metu šiluma išsiskiria ne šviesos (ugnies) pavidalu, bet kiek galima daugiau jos sukaupiama tam tikrose medžiagose. Viena iš tokių medžiagų yra adenozintrifosfatas, iš kurios organizmas bet kuriuo momentu gali gauti energijos įvairiems energijos reikalaujantiems procesams.
Anksčiau biologinės oksidacijos procesas buvo bendrai vadinamas organinių medžiagų degimu. Panašumas į degimo procesą yra tik išorinis, kadangi biologinės oksidacijos metu, pavyzdžiui, bendras CO_2 kiekis susidaro ne tik anglies atomams jungiantis su deguonimi, bet dalis jo susidaro nuo karboksirūgščių atskylant karboksigrupėms, kurios proceso metu būna kaip tarpiniai produktai.

7.5.3 Rūgimas

Jeigu vykstant biologinės oksidacijos procesui aplinkoje visai nėra deguonies arba jo yra nepakankamas kiekis, tai organizmuose energija susidaro organiniams junginiams nevisiškai skylant arba persitvarkant. Tokie procesai yra vadinami rūgimu. Pavyzdžiui, pienarūgštį rūgimą rodo lygtis:



$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3\text{—}CH(OH)\text{—}COOH, \quad \Delta H = -197 \text{ kJ}.$$

Pieno rūgštis

Šis procesas vyksta tuomet, kada, pavyzdžiui, raumenys labai apkrauti, o biologinės oksidacijos procesas nevisiškai aprūpinamas deguonimi. Rūgimo metu sunaudojama tik labai maža organinių medžiagų energijos kiekio dalis, o susidarę reakcijos produktai trukdo kitiems gyvybiniams procesams.

8 Trumpas svarbiausių medžiagų apibūdinimas

Acetilenas ↗ etinas

Acto rūgštis ↗ etano rūgštis

Alavas Sn. Sidabriškai baltos spalvos, blizgantis, lengvas, plastiškas metalas. Lydosi 232 °C temperatūroje. Įprastoje temperatūroje nekoroduoja ore bei vandenyje. Jis naudojamas geležies apsaugai nuo korozijos, tačiau įbrėžus alavo dangą geležis pradeda koroduoti dar greičiau. Alavo ir švino lydiniais lituojama. Jau nuo senų laikų alavas yra bronzos sudedamoji dalis (↗ varis).

Aliuminis Al. Tai sidabriškai baltos spalvos, gana lengvas ir labai elastingas metalas. Lydymosi temperatūra 660 °C, tankis 2,7 g/cm³, todėl jis yra lengvasis metalas, nes tankis < 5 g/cm³. Kitų elementų (Mg, Si, Cu, Zn, Mn) priemaišos labai padidina metalo kietumą. Po geležies aliuminis yra svarbiausias metalas, ir daugiausia naudojamas ten, kur svarbus gaminio svoris. Plėvelės iš aliuminio yra nelaidžios orui ir šviesai, naudojamos maisto produktams pakuoti. Aliuminis yra atsparus korozijai, kadangi ore jo paviršiuje susidaro apsauginė Al_2O_3 plėvelė. Aukštoje temperatūroje aliuminis metalų oksidus redukuoja iki metalų. Taip gauta skysta geležimi suvirinami geležinkelio bėgiai. Reaguojant su šarmais ir kai kuriomis rūgštimis skiriasi vandenilio dujos. Aliuminis gaunamas elektrolizės būdu iš išlydyto aliuminio oksido, kuris daugiausia gaunamas iš mineralo boksito AlO(OH).

Amilozė ↗ krakmolas

Amoniakas NH_3. Bespalvės, nuodingos, aštraus kvapo dujos. –33 °C temperatūroje kondensuojasi į bespalvį skystį. 20°C temperatūroje 1 litre vandens ištirpsta 700 l NH_3 dujų. Amoniakas yra Brionstedo bazė (↗ 5.1.5) ir su rūgštimis sudaro amonio druskas. Labai daug amoniako sunaudojama azotinių trąšų gamybai (↗ 6.1). Bakterijoms

ardant gyvūnų išmatas, išsiskiria amoniakas, kuris su krituliais patenka į dirvą ir ją tręšia. Esant pertekliui, azotas kenkia augalams, ypač miškams.

Amonio nitratas NH_4NO_3. Bespalvė, drėgname ore tyžtanti, vandenyje labai tirpi druska. Vandeninis tirpalas yra rūgštus, kadangi amonio jonas NH_4^+ yra Brionstedo rūgštis (↗ 5.1.5). Atsargiai kaitinant įvyksta egzoterminė reakcija, kuruos metu išsiskiria vandens garai ir azoto oksidas N_2O (lengva narkozinė medžiaga). Įkvėpus didesnį dujų kiekį — apsvaigstama, todėl jos vadinamos linksminančiosiomis dujomis. Dideli amonio nitrato kiekiai sunaudojami kaip daug azoto turinčios trąšos. Prekyboje būna amonio nitrato mišinių su nedideliu kitos nepavojingos medžiagos kiekiu, kadangi grynas NH_4NO_3 yra sprogus junginys.

Anglies dioksidas CO_2 (↗ 4.4.6). Bespalvės, bekvapės, rūgštaus skonio, pusantro karto sunkesnės už orą dujos. Įkvėptas kartu su oru nedidelis kiekis CO_2 nepavojingas, tačiau labai didelis CO_2 kiekis gali būti net mirtinas. Kambario temperatūroje suslėgtos CO_2 dujos suskystėja ir gali būti laikomos pilkos spalvos plieniniuose balionuose. 20°C temperatūroje, esant normaliam slėgiui, 1 litre vandens ištirpsta 0,9 l CO_2. Esant didesniam slėgiui — ištirpsta gerokai daugiau (alus, šampanas, limonadas). –78,5 °C temperatūroje CO_2 resublimuojasi, t. y. sukietėja ir nesudaro skystosios fazės. Kietasis CO_2 vadinamas sausuoju ledu, kuris naudojamas kaip šaldomoji medžiaga. Anglies dioksidas yra labai patvarus junginys. Tik stipriu reduktoriumi, kaip magnis, jis redukuojamas iki anglies, o paskui anglis oksiduojasi iki anglies monoksido (↗ anglies rūgštis). CO_2 susidaro vykstant degimo reakcijoms (↗ 5.1.1, 7.4.5), biologinei oksidacijai (↗ 7.5.2), rūgimo procesams (↗ 7.5.3), deginant kalkes (↗ 3.6, kalcio karbonatas), redukuojant metalų oksidus, t. y. išgaunant grynus metalus. Augalai visą jiems reikalingą anglies kiekį, perdirbamą savo organizmuose (↗ 7.5.1), pasiima iš ore esančio CO_2 (ore sudaro 0,03 %). Ore esantis anglies dioksidas absorbuoja infraraudonuosius spindulius, išspinduliuojamus saulės įkaitintos žemės, ir taip oras palengva įšyla. Dėl šio šiltnamio efekto toje Žemės dalyje, kur vyksta

aktyvus žemiškasis gyvenimas, yra pakankamai šilta. CO_2 kiekis ore, dėl anglies, naftos bei gamtinių dujų degimo pastoviai, bet labai iš lėto didėja. Todėl pastebima, jog nežymiai kyla vidutinė oro temperatūra.

Anglies monoksidas CO. Bespalvės, bekvapės, nuodingos dujos. Jeigu CO yra ore, kuriuo kvėpuojame, tai jis su kraujo hemoglobinu sudaro gana patvarų kompleksą, kuris neperneša deguonies į audinius. Buityje šios dujos vadinamos smalkėmis. CO ore dega melsva liepsna ir susidaro CO_2. Anglies monoksidas taip pat susidaro, kai anglis arba jos junginiai dega esant deguonies trūkumui (automobilių varikliai!) ir labai aukštoje temperatūroje. CO susidaro ir tuomet, kai oksidai aukštoje temperatūroje redukuojami anglimi. CO — vertingas dujinis kuras. CO yra sintezės dujose, taip pat generatorinėse bei vandens dujose. Vandens dujos ($CO + H_2$) yra naudojamos daugeliui organinių junginių, pavyzdžiui, sintetiniam benzinui ir ↗ metanoliui, gauti.

Anglies rūgštis H_2CO_3 (↗ 5.1.1). Tirpale, gautame ištirpinus anglies dioksidą vandenyje, yra labai nedidelis kiekis anglies rūgšties, turinčios polinkį skilti į CO_2 ir H_2O. Todėl toks anglies rūgšties tirpalas yra silpnai rūgštusis. Kadangi ore visuomet yra CO_2, todėl gamtiniame vandenyje visuomet yra šiek tiek anglies rūgšties. Kartu su deguonimi ir vandeniu ji dalyvauja uolienų dūlėjimo procese (↗ kalcio karbonatas).

Anglis ↗ deimantas, grafitas.

Azotas N_2. Bespalvės, bekvapės dujos. Jų tirpumas vandenyje yra mažesnis negu O_2. Virimo temperatūra –196 °C. N_2 ore yra 78 tūrio procentai. Iš oro azotas išskiriamas distiliuojant suskystintą orą. Azoto molekulę sudaro du azoto atomai, tarpusavyje susijungę trimis ryšiais. Todėl azotas yra nereaktinga medžiaga. Gamtoje azotas sudaro junginius tik žaibuojant (↗ azoto monoksidas) arba veikiant kai kurioms bakterijoms bei mėlyniesiems dumbliams. Pramoniniu būdu gautas azotas daugiausiai reikalingas ↗ amoniako gamybai. Skystasis azotas naudojamas kaip šaldomasis agentas.

Azoto dioksidas NO_2. Raudonai rudos, savito kvapo, labai nuodingos dujos. Verda 21,5 °C temperatūroje. Tik 140 °C ir aukštesnėje temperatūroje būna grynos NO_2 dujos, nes tarp šaldomo NO_2 ir bespalvio dimero N_2O_4 yra dinaminė pusiausvyra (↗ azoto monoksidas ir azoto rūgštis). Veikiamas šviesos NO_2 reaguoja su deguonimi ir sudaro NO bei ↗ ozoną.

Azoto monoksidas NO. Bespalvės, vandenyje mažai tirpios dujos. Jos reaguodamos su O_2 sudaro ↗ azoto dioksidą. Azoto monoksidas iš azoto ir deguonies susidaro aukštoje temperatūroje vykstant endoterminei reakcijai, pavyzdžiui, susidarant elektros išlydžiui (perkūnijos metu), automobilių variklių cilindruose. Ore esantis NO yra nepageidaujamas teršalas. Organizme azoto monoksidas susidaro iš aminorūgščių.

Azoto rūgštis HNO_3 (↗ 2.5.1-1 pav.). Gryna azoto rūgštis yra bespalvis skystis, kuris dėl šilumos ir šviesos poveikio iš lėto skyla į H_2O, NO_2 ir O_2. Prekyboje parduodama azoto rūgštis būna ~65 % koncentracijos ir yra pakankamai patvari. HNO_3 yra stiprioji rūgštis. Koncentruota azoto rūgštis — stiprus oksidatorius (↗ 5.2.7) ir veikia išsiskiriant NO_2 oksidui. Praskiesta HNO_3 yra silpnesnis oksidatorius ir veikia išsiskiriant NO oksidui. Kadangi HNO_3 turi stiprių oksidacinių savybių, joje sudarydami druskas tirpsta ir mažai aktyvūs metalai, kaip antai varis. Tokie metalai, kaip aliuminis, chromas ir geležis, koncentruotoje HNO_3 netirpsta, nes jų paviršiuje susidaro plona oksidų plėvelė (metalų pasyvinimas). Kai HNO_3 patenka ant odos, ši pageltonuoja ir yra stipriai pažeidžiama. Azoto rūgštis gaminama iš azoto dioksido, vandens ir deguonies (↗ 5.1.1). Azoto dioksidas gaunamas katalitiškai deginant amoniaką, o paskui deguonimi O_2 oksiduojant susidariusį ↗ azoto monoksidą. Labai daug azoto rūgšties sunaudojama nitratų (kalio, amonio, kalcio) gamyboje, kurie yra mineralinės trąšos. Taip pat naudingi produktai, kurie gaunami azoto rūgščiai reaguojant su organinėmis medžiagomis (↗ 7.4.1).

Benzenas C_6H_6 (↗ 7.3.2). Bespalvis, specifinio kvapo skystis. Virimo temperatūra 80 °C. Lengvai maišosi su daugeliu organinių tirpiklių. Dega stipriai rūkstančia liepsna. Gaunamas perdirbant naftą.

Benzeno garai yra labai nuodingi ir gali sukelti vėžį, todėl degaluose benzeno gali būti iki 1 %. Chemijos pramonėje benzenas kaip žaliava naudojamas daugelio produktų gamybai.

Bromas Br_2. Kambario temperatūroje tamsiai rudos spalvos skystis. Iš jo skiriasi raudonai rudi, aštraus kvapo, troškūs garai, dirginantys akis ir odą. Virimo temperatūra 59 °C. Bromo vandeninis tirpalas vadinamas bromo vandeniu. Priklausomai nuo bromo kiekio, jo spalva gali būti nuo gelsvos iki raudonai rudos. Bromo cheminės savybės yra panašios į chloro, tačiau bromo cheminis reaktingumas yra mažesnis negu chloro.

Celiuliozė $(C_6H_{10}O_5)_n$. Celiuliozė yra pagrindinė augalų ląstelių sudedamoji dalis. Medienoje celiuliozė sudaro 40—50 %, o medvilnė beveik visiškai sudaryta iš celiuliozės. Celiuliozė yra balta, kieta, higroskopinė, karštyje nesilydanti medžiaga. Polikondensacijos metu iš daugelio β gliukozės molekulių susidarančios celiuliozės molekulės tarpusavyje tvirtai susijungusios vandeniliniais ryšiais. Todėl chemiškai nekintanti celiuliozė netirpsta jokiuose tirpikliuose. Labai daug celiuliozės sunaudojama popieriaus gamybai. Chemiškai perdirbant celiuliozę, gaunamos pusiau sintetinės medžiagos (pavyzdžiui, dirbtiniai pluoštai, nitrolakai ir kt.).

Chloras Cl_2. Žalsvai gelsvos spalvos, troškios, pažeidžiančios kvėpavimo organus dujos. Kambario temperatūroje slegiamos lengvai skystėja. Verda –34 °C temperatūroje. 25 °C temperatūroje 1 l vandens ištirpsta 2,25 l, t. y. 0,1 mol chloro dujų. Kadangi chloro dujos yra 2,5 karto sunkesnės už orą, tai induose jos surenkamos kaip skysčiai. Chloras yra labai chemiškai aktyvus elementas, kuris tiesiogiai reaguoja su visomis vieninėmis medžiagomis, išskyrus O_2, N_2 ir inertines dujas. Aukštoje temperatūroje reakcijos dažnai vyksta susidarant liepsnai. Chloro ir vandenilio mišinys, veikiamas ugnies arba tiesioginių saulės spindulių, labai staigiai tarpusavyje sureaguoja ir susidaro vandenilio chloridas. Su chloru (↗ 7.4.1) taip pat reaguoja elementų hidridai. Tirpinant chlorą vandenyje, susidaro nedideli kiekiai HCl ir hipochlorito rūgšties HClO. Hipochlorito rūgštis nepatvari ir

vandenyje skyla (atskyla O atomas). Chloru balinama (dažomosios medžiagos skaidomos oksidacijos būdu) ir dezinfekuojamas geriamasis vanduo. Pramonėje chloras gaunamas elektrolizuojant natrio chlorido tirpalą (↗ natrio hidroksidas). Chloras naudojamas chemijos pramonėje daugeliui produktų gauti.

Chromas Cr. Kietas, korozijai ypač atsparus metalas. Jis yra pagrindinė sudedamoji atsparių karščiui bei korozijai lydinių dalis. Daugelis metalinių detalių paviršių yra elektrolitiniu būdu chromuojami. Taip jos tampa atsparesnės korozijai.

Cianido rūgštis H–C≡N (vandenilio cianidas). Bespalvis, lakus skystis. Gerai maišosi su vandeniu. Virimo temperatūra 26 °C. Junginys laikomas silpnąja rūgštimi, kurią paveikus šarmais susidaro, pavyzdžiui, natrio cianidas NaCN arba kalio cianidas KCN. Cianido jonas CN^- su pereinamųjų elementų jonais sudaro patvarius kompleksus (↗ 4.6.5). Cianido rūgštis ir jo druskos yra nepaprastai nuodingos medžiagos. 60 mg HCN yra žmogui mirtina dozė. Tačiau šios medžiagos yra būtinos chemijos pramonėje. HCN pramonėje gaunamas katališkai veikiant metaną su amoniaku. Vandenilio cianidas naudojamas organinio stiklo gamybai.

Cinkas Zn. Sidabriškai baltos spalvos, kambario temperatūroje trapus, šildomas tąsus metalas. Gryname ore cinkas yra atsparus atmosferos veiksniams, todėl naudojamas stogų dangai, apsaugai nuo korozijos juo dengiami įvairūs geležiniai daiktai. Atsiradus nedideliam cinko dangos įbrėžimui, geležinė detalė nesioksiduoja, kadangi cinkas labai iš lėto oksiduodamasis atiduoda elektronus geležiai. Susidaro korozinis galvaninis elementas (↗ 5.2.4), kur cinkas yra reduktorius (minusinis polius). Cheminėje laboratorijoje cinkas naudojamas nedideliems ↗ vandenilio kiekiams gauti. Cinko yra žalvaryje (↗ varis).

Deguonis O_2. Bespalvės, bekvapės dujos, šiek tiek tankesnės už orą. Virimo temperatūra –183 °C (↗ fotosintezė 7.5.1 ir biologinė oksidacija 7.5.2.). 20 °C temperatūroje 100 tūrio dalių vandens ištirpsta

3 tūrio dalys deguonies O_2 (deguonies reikia vandens gyvūnams). Pramonėje dideli deguonies kiekiai gaunami distiliuojant suskystintą orą (↗ 2.1.2). Jis laikomas mėlynos spalvos plieniniuose balionuose. Dujinis deguonis sudaro patvarias dviatomes molekules O_2. Su kai kuriais elementais deguonis reaguoja net kambario temperatūroje, o aukštoje temperatūroje reaguoja su daugeliu elementų arba skaido junginius (↗ 5.1.1, 5.1.2, 7.4.5). Gryname deguonyje oksidacijos procesai vyksta greičiau negu ore. Vandenyje ištirpęs deguonis oksiduoja daugelį reduktorių, pavyzdžiui, geležį, net kambario temperatūroje. Pramonėje grynu deguonimi dažniausiai paspartinami degimo procesai, pakeliama degimo temperatūra. Daug deguonies sunaudojama ketui valyti (plieno gavimas) bei metalams suvirinti (↗ vandenilis).

Deimantas (↗ 4.4.6, 2.5.1-1 pav.). Kaitinant deimantą be oro, jis virsta grafitu, o sudeginus deimantą ore — anglies dioksidu. Deimantas yra anglies alotropinė atmaina ir yra viena iš kiečiausių medžiagų. Gamtiniai deimantų telkiniai yra randami vulkanų masėje, ištekančioje iš didelio gylio. Dirbtiniai deimantai gaunami grafitą kaitinant 3000 °C temperatūroje ir 130 000 atm slėgyje. Gryno deimanto kristalai yra skaidrūs ir dažniausiai oktaedro formos. Daugelis natūralių ir visi dirbtiniai deimantai naudojami uolienų grąžtams, stiklo rėžtukams gaminti.

Dietileteris C_2H_5–O–C_2H_5. Bespalvis, labai lakus skystis. Verda 35 °C temperatūroje, vandenyje mažai tirpus. Geras tirpiklis, ypač organinių medžiagų. Labai degus skystis, nes jo garai su oru sudaro lengvai užsidegančius, sprogius mišinius. Dietileteris jau daugelį dešimtmečių taikomas narkozei.

Druskos rūgštis ↗ vandenilio chloridas.

Etano rūgštis CH_3COOH — acto rūgštis (↗ 7.3.5). Bespalvis, specifinio kvapo skystis. Tai silpnoji rūgštis, tačiau koncentruotas turi ėsdinančių savybių. Maistinis actas yra 5—8 % koncentracijos acto rūgšties tirpalas. Etano rūgšties druskos vadinamos etanoatais (acetatais), kurios beveik visos yra tirpios vandenyje.

Etanolis C_2H_5OH — etilo alkoholis (↗ 7.3.3). Bespalvis, malonaus kvapo, 78 °C temperatūroje verdantis skystis. Gerai maišosi su vandeniu ir daugeliu organinių skysčių. Dega blyškiai mėlyna liepsna (naudojamas kaip „degusis spiritas"). Etanolis yra sudedamoji alkoholinių gėrimų dalis. Juose esantis etanolis susidaro fermentuojant cukraus turinčius tirpalus. Pramonėje etanolis gaminamas iš ↗ eteno. Etanolis kaip tirpiklis plačiai naudojamas chemijoje, farmacijoje bei parfumerijoje. Taip pat jo gali būti ir kure.

Etenas C_2H_4 — etilenas (↗ 4.4.6, 7.3.1). Bespalvės dujos, degančios švytinčia liepsna. Verda 104 °C temperatūroje. Etenas dėl jam būdingų jungimosi reakcijų (↗ 7.4.2), kaip pradinė medžiaga, naudojamas įvairių medžiagų, daugiausiai polimerų, sintezei. Chemijos pramonėje eteno pagaminama labai daug (daugiau kaip 50 milijonų tonų per metus). Nuo augaluose esančio eteno kiekio priklauso vaisių nokimas ir lapų kritimas.

Etinas C_2H_2 — acetilenas (↗ 4.4.6). Bespalvės dujos. Grynos, be jokių priemaišų yra malonaus kvapo. Deginant etiną oro srovėje, liepsna yra ryškiai geltonos spalvos, o gryno deguonies srovėje — mėlynos spalvos ir daug karštesnė negu vandenilio-deguonies liepsna. Etino dujomis suvirinami metalai. Anksčiau etinas naudojimo vietoje buvo gaminamas ant sunkiai gaunamo kalcio karbido CaC_2 užpylus vandens. Dabar visą šią procedūrą atstoja geltoni plieniniai balionai, kuriuose yra suspaustos acetileno dujos.

Fenolis C_6H_5OH — hidroksibenzenas (↗ 7.3.2). Bespalvė, savotiško aštraus kvapo, nuodinga, kristalinė medžiaga, kuri ore pasidaro rožinės spalvos. Lydymosi temperatūra 41 °C. Tirpus vandenyje fenolis yra labai silpna rūgštis. Ji reaguodama su šarmais sudaro fenoliatus, pavyzdžiui, $C_6H_5O^-Na^+$. 2, 4 ir 6 benzeno žiedo padėtyse esantys vandenilio atomai gali būti pakeičiami pakaitų reakcijos metu (↗ 7.4.1). Fenolio yra daugelyje akmens anglies dervų, susidarančių išgaunant koksą (↗ grafitas). Tai vienas iš fenolio gavimo būdų. Dėl didelio fenolio poreikio chemijos pramonėje, daugelis aromatinių angliavandenilių yra perdirbami į fenolį. Fenolis buvo pirmoji medicinoje naudojama antibakterinė medžiaga.

Fluoras F_2. Gelsvai žalsvos spalvos, aitraus kvapo, nuodingos dujos. Tai labai chemiškai aktyvi medžiaga, jau kambario temperatūroje labai audringai reaguojanti su daugeliu medžiagų.

Formaldehidas ↗ metanalis

Fosforas P. Fosforas yra išgaunamas iš gamtoje randamo kalcio fosfato. Fosforas gali būti kelių skirtingų modifikacijų. *Baltąjį fosforą* sudaro P_4 molekulės (↗ 2.5.1-1 pav.). Kambario temperatūroje jis panašus į vašką, yra nemalonaus kvapo, nuodingas. Lydosi 44 °C temperatūroje. Baltasis fosforas labai reaktingas, ore greitai oksiduojasi ir tamsoje švyti. Silpnai šildomas arba trinamas gali užsidegti. Ilgai be oro kaitinamas virsta *violetiniu fosforu.* Šioje modifikacijoje atomai sujungti sudėtingai išdėstytais atomų sluoksniais. Violetinį fosforą sudaro plokšti kristalai. Jis sublimuojasi 620 °C temperatūroje ir susidaro P_4 molekulės. Užsiliepsnoja 400 °C temperatūroje, nenuodingas. Be šių fosforo modifikacijų dar yra juodasis fosforas, turintis puslaidininkių savybių, ir įvairių rūšių nekristalinės struktūros raudonasis fosforas. Visų rūšių fosforas degdamas sudaro bespalvį oksidą P_4O_{10} (↗ 2.5.1-1 pav., 5.1.1). (P_4O_{10} supaprastintai užrašomas P_2O_5.)

Fosforo rūgštis H_3PO_4 (↗ 5.1.1). Gryna fosforo rūgštis yra bespalviai, gerai vandenyje tirpstantys kristalai. Prekyboje fosforo rūgštis parduodama 85 % koncentracijos tirpalo pavidalu. Ši rūgštis yra vidutinio stiprumo. Į tam tikrą kiekį fosforo rūgšties mažomis porcijomis įdedant šarmo, vienas po kito atskyla visi trys vandenilio atomai, kurie susijungia su OH^- grupėmis, sudarydami vandenį. Taip gali susidaryti, pavyzdžiui, KH_2PO_4, K_2HPO_4 ir K_3PO_4 (kalio-divandenilio fosfatas, kalio-vandenilio fosfatas ir kalio fosfatas). Iš fosforo rūgšties gaunami įvairūs fosfatai, kurių dideli kiekiai yra mineralinės trąšos. Į daugelį gaivių gėrimų H_3PO_4 pridedama kaip rūgštį suteikiančios medžiagos.

Fruktozė $C_6H_{12}O_6$ — vaisių cukrus. Vandenyje tirpi, bespalvė, saldesnė už sacharozę, kietoji medžiaga. Fruktozės molekulės struktūra yra beveik tokia pat kaip gliukozės molekulės, tik vaisių cukruje, prie antrojo C atomo dvigubuoju ryšiu yra prijungtas deguonies atomas. Tai rodo, kad fruktozė yra ketonas. Kaip ir kiti cukrūs, ji randama daugelyje vaisių, taip pat yra medaus sudedamoji dalis. Virškinant iš sacharozės susidaro gliukozė ir fruktozė. Tam tikri fermentai gliukozę lengvai paverčia fruktoze. Cukriniu diabetu sergančių žmonių organizmas fruktozę įsisavina lengviau negu gliukozę.

Geležis Fe. Sidabriškai baltas metalas. Geležis be priemaišų yra sąlygiškai lengvas metalas (tankis 7,9 g/cm³), lydosi 1535 °C temperatūroje, turi feromagnetinių savybių. Gryna geležis beveik nenaudojama. Įvairios geležies rūdos yra paplitusios visoje Žemės plutoje. Svarbiausios geležies rūdos yra šios: magnetitas Fe_3O_4, hematitas Fe_2O_3, limonitas $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ ir sideritas $FeCO_3$ („$FeO \cdot CO_2$"). Aukštoje temperatūroje šie oksidai yra redukuojami anglimi (koksu, ↗ grafitas) ir proceso metu susidarančiu ↗ anglies monoksidu. Tokiu būdu gautas geležies lydinys vadinamas ketumi, kuriame yra anglies, silicio, mangano, sieros bei fosforo priemaišų. Norint pašalinti šias priemaišas, oro deguonis arba grynas deguonis jas padeda paversti oksidais. Geležis, kurioje yra mažiau nei 1,7 % anglies, yra kali ir vadinama plienu. Šiuo metu plačiai naudojamos kalaus, kieto ir elastingo plieno rūšys turi įvairių priedų. Priedais gali būti chromas, nikelis, manganas, silicis, vanadis, volframas ir titanas. Šiandien technikoje yra gaunami įvairūs metalų lydiniai, kuriuose nėra geležies, taip pat vadinami plienais. Plienas, kuriame yra 18 % Cr ir 8 % Ni, yra atsparus rūgštims ir korozijai. Rūdys sudarytos iš hidratuotų geležies oksidų FeO(OH). Jos susidaro blizgančią geležį veikiant anglies dioksidu, vandeniu ir deguonimi. Norint apsaugoti nuo rūdžių plieno paviršių reikia dažyti arba padengti korozijai atsparių metalų (chromo, cinko arba alavo) danga.

Geltonoji kraujo druska $K_4[Fe(CN)_6]$ — kalioheksacianoferatas(II). Druską sudaro gerai vandenyje tirpstantys, sieros geltonumo kristalai. Vandeniniame tirpale yra K^+ ir $[Fe(CN)_6]^{4-}$ jonų, bet nėra Fe^{2+} ir cianido jonų. $K_4[Fe(CN)_6]$ druskoje yra labai stabilus kompleksas, kurį suardo tik stipriosios rūgštys. Todėl geltonoji kraujo druska yra nenuodinga (↗ cianido rūgštis). Geltonoji kraujo druska su Fe^{3+}

sudaro Berlyno mėlynojo nuosėdas. Jis yra plačiai naudojamas ryškios spalvos pigmentas (t. y. sudarytas iš dažiklio grūdelių). Tokia reakcija yra Fe^{3+} jonų atpažinimo reakcija. Geltonoji kraujo druska, veikiama stipriu oksidatoriumi, pavyzdžiui, chloru, virsta raudonąja kraujo druska $K_3[Fe(CN)_6]$ — kalioheksacianoferatas(III). Šioje kompleksinėje druskoje centrinis jonas (kompleksadarys) yra Fe^{3+}. Kompleksas $[Fe(CN)_6]^{3-}$ yra mažiau stabilus negu geltonosios kraujo druskos, todėl raudonoji kraujo druska yra nuodinga. Jai reaguojant su Fe^{2+} jonais, susidaro sunkiai tirpstantis mėlynos spalvos kompleksas, vadinamas Turnbulio mėlynuoju.

Glicerolis ↗ propantriolis

Glikogenas $(C_6H_{10}O_5)_n$. Glikogeno sudėtis ir savybės yra panašios į amilopektino (↗ krakmolas), tik jo grandinės yra dar šakotesnės ir ilgesnės. Glikogenas yra rezervinis gyvulių organizmo polisacharidas. Kepenyse glikogeno gali būti iki 18 % jų svorio.

Gliukozė $C_6H_{12}O_6$ — vynuogių cukrus. Gliukozės struktūrinė formulė yra pateikta ↗ 7.4.2. Vandenyje labai tirpi, bespalvė, daug mažiau saldi nei sacharozė, kietoji medžiaga. Ji priklauso angliavandenių klasei, į kurią įeina taip pat visų rūšių cukrūs, krakmolas ir celiuliozė. Visų išvardytų medžiagų molekulėse be anglies atomų dar yra vandenilio ir deguonies atomų santykiu 2:1. Gliukozė randama daugelyje vaisių ir yra pagrindinė medaus sudedamoji dalis. Organizmo medžiagų apykaitai gliukozė labai svarbi. Virškinant vynuogių cukrus susidaro iš krakmolo, glikogeno ir disacharidų (salyklo cukrus, cukrinių runkelių cukrus, cukranendrių cukrus). Šimte mililitrų žmogaus kraujo yra apie 90 mg gliukozės. Didelis nukrypimas nuo šios vertės gali būti pavojingas žmogaus sveikatai. Pramoniniu būdu gliukozė gaunama hidrolizuojant kukurūzų arba bulvių krakmolą. Prekyboje ji parduodama monohidrato forma $C_6H_{12}O_6 \cdot H_2O$.

Grafitas. Grafitas yra anglies (↗ 4.4.6) alotropinė atmaina. Gamtoje jo randama dideliais klodais. Grafitas yra tamsiai pilkos spalvos, metališkojo blizgesio, sluoksniuotos struktūros, minkšta kristalinė

medžiaga. Lydosi 3750 °C temperatūroje. Grafitas gaunamas 2600—3000 °C temperatūroje be oro kaitinant (pirolizė) daug anglies turinčias medžiagas. Visi įvairių rūšių grafitai yra atsparūs karščiui, chemiškai inertiški, laidūs elektros srovei ir šilumai. Todėl grafitas plačiai naudojamas įvairiose srityse, pavyzdžiui, elektrinių krosnių elektrodams, lydymosi tigliams, liejimo formoms gaminti. Pieštukų šerdelės gaminamos iš ypač gryno grafito. Pirolizės metu iš grafito gali būti gaminamas anglies pluoštas, kuris yra tvirtesnis negu tokio pat ilgio ir storio plieno viela. Suodžius sudaro ypač maži tarpusavyje susispaudę grafito kristalėliai. Suodžiai yra padangų sudedamoji dalis, kurie dideliais kiekiais gaunami skaidant angliavandenilius. Pirolizuojant akmens anglį susidaro koksas, kuris yra negrynas, kietas, akytas grafitas. Koksas yra pigiausias reduktorius, ypač plačiai naudojamas geležiai gauti.

2-hidroksipropano rūgštis ↗ pieno rūgštis

Jodas I_2. Pilkai juodos spalvos, turintys šiek tiek metališkojo blizgesio plokšti kristalėliai (molekulių išsidėstymas ↗ 2.6-1 pav.). Lydymosi temperatūra 114 °C, virimo temperatūra 186 °C. Dujinis jodas yra violetinės spalvos. Atsargiai šildant, jodas lengvai virsta garais (sublimuojasi), o vėsdami jodo garai neskystėdami kristalizuojasi (resublimuojasi). Vandenyje jodas yra mažai tirpus, tačiau gerai tirpsta etanolyje ir kalio jodido tirpale; šie tirpalai yra rudos spalvos (↗ krakmolas). Cheminės jodo savybės yra panašios į bromo, tik jodas ne taip audringai reaguoja.

Kalcio chloridas $CaCl_2$. Bevandenis kalcio chloridas yra bespalviai, higroskopiški, gerai tirpstantys vandenyje kristalai. Granuliuotu bevandeniu $CaCl_2$ šalinamas vanduo iš dujų ir skysčių. Iš vandeninio $CaCl_2$ tirpalo išgarinus vandenį, susikristalizuoja kalcio chlorido kristalhidratis $CaCl_2 \cdot 6H_2O$. $CaCl_2$ yra labai pigus, kadangi jis kaip atliekos susidaro gaminant ↗ natrio karbonatą (sodą). Žiemą ledui nuo gatvių pašalinti kalcio chloridas tinka geriau negu natrio chloridas.

Kalcio hidroksidas $Ca(OH)_2$ — gesintos kalkės (↗ 5.1.2) yra baltos spalvos medžiaga, susidaranti ant kalcio oksido (degtų kalkių) užpylus vandens. Proceso metu išsiskiria daug šilumos. Kalcio oksidas susidaro „deginant" kalcio karbonatą (↗ 3.6). $Ca(OH)_2$ yra mažai tirpus vandenyje, kambario temperatūroje 1 l vandens ištirpsta tik 1,3 g $Ca(OH)_2$. Jeigu į labai šarminį tirpalą leistume anglies dioksido dujas, iškristų $CaCO_3$ nuosėdos (CO_2 atpažinimo reakcija!). Kadangi kalcio hidroksidas yra pigiausia bazė, jis labai plačiai naudojamas chemijos pramonėje. Kaip pagrindinė skiedinio sudedamoji dalis $Ca(OH)_2$ jau buvo žinomas senovėje romėnų. Skiedinys kietėja dėl $CaCO_3$, susidariusio $Ca(OH)_2$ jungiantis su ore esančiu anglies dioksidu.

Kalcio karbonatas $CaCO_3$. Bespalvė, vandenyje netirpi medžiaga. Kalnuose randamos klintys yra beveik grynas $CaCO_3$. Kalkinės uolienos yra marmuras ir kreida. Toks didelis kalcio karbonato kiekis gaunamas tarsi iš dumblių ir gyvūnų (koralų, kriauklių, sraigių ir kt.) įmonės, reikalingus jonus pasiimančios iš supančio vandens. Klintyse Ca^{2+} jonai iš dalies pakeisti Mg^{2+} jonais. Tokia kalkinė uoliena vadinama *dolomitu.* Klintis užpylus vandeniu, susidaro Ca^{2+} ir HCO_3^- (hidrokarbonato) jonai, taip pat ir Mg^{2+} jonai. Bėgant laikui klintys vandenyje ištirpsta. Kaitinant vandenį, kuriame yra ištirpusių minėtų jonų, vėl susidaro $CaCO_3$, kuris *nuovirų* pavidalu padengia indų sieneles. Statybose klintys naudojamos kaip statybinės plokštės, akmenys, skalda bei žvyras. $CaCO_3$ naudojamos gesintų kalkių (↗ kalcio hidroksidas) bei cemento gamybai. Kad galėtų vystytis augalai, žalingą dirvos rūgštingumą (↗ 5.1.4) sumažina dirvoje esantis didokas $CaCO_3$ kiekis, nes vandenilio jonai, reaguodami su karbonatų jonais CO_3^{2-}, sudaro vandenį ir dujinį anglies dioksidą. Tokiu pat principu, pavyzdžiui, marmurinės plokštės yra matinės, kadangi net silpna rūgštis ėsdina jų paviršių.

Kalcio sulfatas $CaSO_4$ yra bespalvė, mažai tirpi vandenyje medžiaga. Gamtoje $CaSO_4$ randamas kalcio dihidrato $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (gipsas) ir anhidrido pavidalu. Abu mineralai yra uolienose. Kaitinant gipsą 120—130 °C temperatūroje, susidaro balti degto gipso $CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$ milteliai. Sumaišius miltelius su vandeniu, kalcio

sulfatas sugeria prarastą kristalizacinį vandenį ir gauta masė sukietėja. Todėl gipsas labai plačiai naudojamas kaip statybinė ir dekoratyvinė medžiaga.

Kalio chloridas KCl. Ši druska labai panaši į natrio chloridą. Ji randama kartu su natrio chloridu ir magnio druskomis tuose pačiuose telkiniuose. Dideli kalio chlorido kiekiai sunaudojami kaip mineralinė trąša, beriama tiesiai į dirvą. Taip pat jis perdirbamas į kitas kalio druskas, kurios taip pat yra mineralinės trąšos (KNO_3, K_2SO_4). Chemijos pramonėje KCl yra pradinė medžiaga kitiems kalio junginiams gauti.

Kalio chromatas K_2CrO_4. Citrinos geltonumo kristalai, tirpdami vandenyje, sudaro ryškiai geltonos spalvos tirpalą. Spalvą jam suteikia chromato jonas CrO_4^{2-}. Šio jono sandara yra panaši į sulfato jono sandarą (↗ 4.4.3). Chromo atome yra 6 elektronais daugiau negu inertinių dujų argono atome (↗ 4.2.3). Šie šeši elektronai prie savęs prisijungia 2 metalo atomo elektronus ir sudaro 4 bendras elektronų poras. Šios 4 elektronų poros priklauso chromo atomui ir 4 deguonies atomams. Kalio chromato tirpalą parūgštinus, susidaro dichromato jonas $Cr_2O_7^{2-}$. Gautą tirpalą išgarinus, susikristalizuoja oranžinės spalvos kalio dichromato $K_2Cr_2O_7$ druska. Vandenyje tirpūs chromatai bei dichromatai yra stiprūs oksidatoriai ir rūgščioje terpėje redukuojasi iki chromo jono Cr^{3+}, suteikiančio tirpalui žalią spalvą.

Kalio hidroksidas KOH. Junginys visais atžvilgiais yra labai panašus į ↗ natrio hidroksidą.

Kalio jodidas KI. Bespalviai, vandenyje tirpūs kristalai. KI tirpale tirpsta ↗ jodas. Junginiu atpažįstami oksidatoriai, nes oksidatoriai jodido joną I^- oksiduoja iki lengvai atpažįstamo jodo I_2 (↗ krakmolas).

Kalio manganatas(VII) $KMnO_4$ (kalio permanganatas). Kietosios būsenos $KMnO_4$ yra beveik juodos spalvos, o vandeninis tirpalas — ryškios violetinės spalvos. Spalvą suteikia stiprių oksidacinių savybių turintis manganato jonas MnO_4^-. Šarminėje terpėje MnO_4^- redukuoja-

si iki žalios spalvos MnO_4^{2-} jono. Neutralioje terpėje MnO_4^- jonas redukuojasi iki rudos spalvos MnO_2 nuosėdų. Rūgščiajame tirpale MnO_4^- jonas redukuojasi iki bespalvio Mn^{2+} jono. MnO_4^- jono sandarą, kaip ir chromato jono (↗ kalio chromatas) sandarą, galime palyginti su sulfato jono sandara, tik mangano atome yra vienu elektronu daugiau negu chromo atome, todėl papildomai reikia tik vieno elektrono.

Kalio nitratas KNO_3 — kalio salietra. Bespalvė, vandenyje labai tirpi druska. Tai vertinga mineralinė trąša, gaunama kalio chloridą veikiant azoto rūgštimi. 334 °C temperatūroje išsilydo, o pakėlus temperatūrą dar aukščiau, skyla į nitritą KNO_2 ir deguonį. KNO_3 yra sudedamoji dalis juodojo parako, kuris šimtmečiais buvo naudojamas kaip vienintelis žinomas parakas. Tačiau šiandien juodasis parakas yra pakeičiamas kitomis medžiagomis ir jų mišiniais.

Kalis K. Kalis labai panašus į ↗ natrį, tik dar reaktingesnis.

Krakmolas $(C_6H_{10}O_5)_n$. Krakmolas ↗ susidaro chlorofilo granulėse (chloroplastai), kurios yra daugelyje augalų vykstančios fotosintezės (↗ 7.5.1) produktas. Naktimis krakmolas virsta įvairiais cukrumis (↗ 7.4.4). Augalų ląstelių maisto kaupimo dalyse iš cukraus vėl susidaro krakmolas. Bulvėse krakmolo yra 20—30 %, o kviečių grūduose — iki 70 %. Šis augaluose esantis rezervinis krakmolas yra svarbiausia žmogaus maisto medžiaga. Susmulkintas bulves praplovus vandenyje, gaunami sniego baltumo, netirpūs šaltame vandenyje, beskoniai krakmolo milteliai. Krakmolo grūdelius sudaro 20 % *amilozės* (linijinės struktūros milžiniškos molekulės) ir 80 % *amilopektino* (šakotos struktūros milžiniškos molekulės). Kaitinant vandeninį krakmolo tirpalą, amilozė pereina į tirpalą, o amilopektinas išbrinksta ir sudaro krakmolo kleisterį. Iš amilozės tirpalo gali būti gaunama miltelių pavidalo amilozė (tirpus krakmolas). Kai amilozė susitinka su jodo I_2 molekulėmis, jodo molekulės įsiterpia į spiralinių amilozės molekulių vidų. Atsiradusi tamsiai mėlyna spalva padeda atpažinti krakmolą. Virškinamas krakmolas plonojoje žarnoje virsta į maltozę, o paskui — į gliukozę.

Kraujo druska ↗ geltonoji kraujo druska

Magnis Mg. Sidabro baltumo blizgantis metalas. Kambario temperatūroje pasidengia matine magnio oksido plėvele. Tankis 1,74 g/cm³, lydosi 650 °C temperatūroje. Uždegus magnį ore, dega akinančiai balta liepsna ir sudaro MgO. Jei oro mažai, gali susidaryti Mg_3N_2. Aukštoje temperatūroje magnis redukuoja net stabilius oksidus, kaip SiO_2 ir CO_2, iki laisvųjų elementų. Magnio lydiniai naudojami lengvųjų konstrukcijų gamybai. Magnis gaunamas elektrolizuojant magnio chlorido lydalą bei termiškai redukuojant magnezitą $MgCO_3$.

Manganas Mn. Panašus į geležį metalas. Daugiausia jo sunaudojama plienui legiruoti (↗ geležis).

Metanalis HCHO — formaldehidas (↗ 7.3.4). Aštraus kvapo, nuodingos dujos. 40 % vandeninis tirpalas vadinamas formalinu. Metanalis gaunamas katališkai dehidrinant metanolį oro deguonimi. Kietina baltymus ir veikia dezinfekuojančiai, todėl kaip konservuojanti medžiaga jau seniai naudojama, pavyzdžiui, anatominiams preparatams ir kosmetikai. Daug metanalio reikia polimerinių medžiagų polikondensacijai (↗ 7.3.4). Tokiomis dirbtinėmis dervomis suklijuotose drožlių plokštėse gali būti aptinkama metanalio. Nenustatyta, ar labai mažas metanalio kiekis, esantis ore, nesukelia vėžio, tačiau kadangi metanalis yra labai reaktinga medžiaga, tai aplinkoje jis labai greitai pradingsta.

Metanas CH_4 (↗ 4.4.6, 7.2.1, 7.2.3, 7.4.1). Bespalvės, bekvapės, nenuodingos, vandenyje labai mažai tirpios dujos. Verda –161,5 °C temperatūroje. Metanas susidaro rūgimo procesų metu (↗ 7.5.3) pelkėse ir vandens telkinių dumble, termitų statiniuose (olose), galvijų skrandyje ir kitur. Dideli kiekiai metano išsiskiria formuojantis akmens angliai iš augalų. Uolienų porose dideliais kiekiais yra susikaupusios gamtinės dujos, kurių pagrindinė sudedamoji dalis yra metanas. Gamtinės dujos išgaunamos iš gręžinių ir gali būti transportuojamos vamzdynais net tūkstančius kilometrų iki naudojimo vietos. Metanas ore dega mėlyna liepsna ir tinka šildymui bei benzininiams varikliams, dujų turbinoms varyti. Labai daug metano sunaudojama chemijos pramonėje (↗ 7.4.1), kur pirmiausia dideli jo

kiekiai paverčiami sintezės dujomis (↗ anglies monoksidas). Oro ir metano mišiniai yra sprogūs ir anglių kasyklose dėl to įvyksta sunkių nelaimingų atsitikimų. Nedidelis kiekis gamtoje esančio CH_4 didėja pirmiausia dėl galvijų gausėjimo ir besiplečiančių šlapiųjų ryžių auginimo plotų. Todėl darosi aišku, kodėl metanas laikomas šiltnamio dujomis (↗ anglies dioksidas).

Metanolis CH_3OH — metilo alkoholis. Malonaus kvapo, bespalvis skystis. Virimo temperatūra 65 °C. Gerai maišosi su vandeniu ir kitais organiniais skysčiais, dega balta nespindinčia liepsna, nuodingas. Metanolis gaunamas katalizinės sintezės būdu ($CO + 2H_2$). Metanolis gali būti automobilių kuru, tačiau jis yra daug brangesnis už benziną. Daugelyje chemijos technologinių procesų metanolis naudojamas kaip tirpiklis arba kaip pradinė medžiaga (žaliava).

Natrio chloridas NaCl — valgomoji druska (↗ 2.1.1, 2.1.2, 4.4.2, 4.4.4). Bespalviai, stačiakampiai kristalai. Lydymosi temperatūra 801 °C. Tirpalas sūraus skonio. Kai esant sausam klimatui lėkštose jūros vietose išgaruoja vanduo, kartu su kitomis druskomis išsiskiria NaCl (iš 1 m^3 jūros vandens išsiskiria apie 23 kg NaCl). Todėl yra aptinkami labai dideli požeminiai akmens druskos telkiniai. Grynas natrio chloridas yra naudojamas kaip valgomoji druska, kuri prieskonių pasaulyje yra viena svarbiausių. Organizme mažėjantį natrio ir chlorido jonų kiekį pakeičia NaCl, kuris į organizmą patenka kartu su maistu. Didelis NaCl kiekis iš organizmo pašalinamas per inkstus. Natrio chloridas reikalingas beveik visiems kitiems natrio bei chloro junginiams gauti. Daug NaCl žiemos metu išpilama ant gatvių, norint nutirpinti ledą, tačiau tai sukelia automobilių korozijos procesus.

Natrio hidroksidas NaOH — natrio šarmas (↗ 5.1.2). Bespalvė kietoji medžiaga. Lydosi 323 °C temperatūroje. Labai gerai tirpsta net šaltame vandenyje. Vykstant šiam procesui išsiskiria labai didelis šilumos kiekis. Kietas NaOH labai gerai sugeria drėgmę iš oro ir tyžta. Dėl šios savybės NaOH turi būti laikomas specialioje uždaroje taroje. Koncentruotas NaOH (natrio šarmo) tirpalas yra labai stipriai

šarminis, kuris suardo net viršutinį raginį odos sluoksnį, gerai reaguoja su cinku ir aliuminiu, išsiskiriant vandeniliui H_2. Ore NaOH sureaguoja su CO_2 ir virsta natrio karbonatu Na_2CO_3. Natrio šarmas gaunamas elektrolizuojant natrio chlorido tirpalą. Proceso metu prie anodo išsiskiria chloro dujos, prie katodo susikaupia iš vandens išsiskyrusios H_2 dujos, o tirpale lieka Na^+ ir OH^- jonai, kurie sudaro NaOH. Natrio hidroksidas labai plačiai naudojamas laboratorijose bei pramonėje.

Natrio karbonatas Na_2CO_3 — soda. Na_2CO_3 yra balti, tirpstantys karštame vandenyje milteliai. Tirpalas yra stipriai šarminis, kadangi karbonato jonas CO_3^{2-} iš vandens prisitraukia vandenilio joną ir sudaro hidrokarbonato joną HCO_3^-. Tirpale lieka daug laisvų OH^- jonų. Išgarinus tirpalą, susidaro vandens skaidrumo kristalinės sodos kristalai $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Į sodos tirpalą įleidus anglies dioksido dujų, susidaro mažai tirpus natrio vandenilio karbonatas $NaHCO_3$. Natrio karbonatas dideliais kiekiais gaunamas dėl NaCl ir $CaCO_3$ tarpusavio sąveikos arba išgaunamas iš druskingų jūrų. Soda chemijos pramonėje yra labai plačiai naudojama. Daugiausia sodos reikia stiklo pramonei.

Natris Na. Sidabriškai baltos spalvos minkštas metalas. Lydosi 98 °C temperatūroje, verda 883 °C temperatūroje, tankis 0,97 g/cm^3. Labai audringai reaguoja su vandeniu, susidarant NaOH ir H_2. Ore lengvai užsidega ir dega ryškiai geltonos spalvos liepsna, susidarant natrio peroksidui Na_2O_2. Kadangi Na reaguoja net su esančiais ore vandens garais, tai jis turi būti laikomas žibale (ilgagrandžių angliavandenilių mišinys). Natris gaunamas elektrolizės būdu iš natrio chlorido lydalo. Natris naudojamas įvairioms sintezėms ir kaip stiprus reduktorius. Branduoliniuose reaktoriuose skystas natris naudojamas kaip šaldomasis agentas.

Ozonas O_3. Nepatvarios, melsvos spalvos, būdingo aštraus kvapo dujos. O_3 molekulės susidaro deguonies atomams susijungus su deguonies molekulėmis; tačiau jos yra nepatvarios ir labai lengvai vėl skyla į O_2 ir chemiškai labai aktyvius deguonies atomus. Nepaprastai

svarbu, kad ozono sluoksnis susidaro ir yra aukštesniuose atmosferos sluoksniuose (20—25 km aukštyje), kadangi jis sulaiko organizmui žalingus trumpabangius ultravioletinius spindulius. Dėl žmogaus sukeltos oro taršos aukštai atmosferoje nyksta ozono sluoksnis. Jis formuojasi arčiau Žemės esančiame oro sluoksnyje (↗ azoto dioksidas). Dėl žalingo poveikio augalams ir dirginančio poveikio kvėpavimo organams, ozonas žemėje yra nepageidaujamas. Ozonu galima dezinfekuoti geriamą ir pramoninį vandenį.

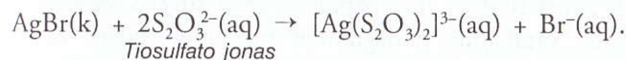
Pieno rūgštis — 2-hidroksipropano rūgštis (↗ 7.3.5). Čia antrasis anglies atomas yra chiralinis centras, todėl ši rūgštis sudaro du enantiomerus (↗ 7.2.4). Gryni izomerai yra kietosios medžiagos (lydymosi temperatūra 54 °C). Pieno rūgštis susidaro bakterijų sukelto pienarūgščio rūgimo metu (↗ 7.5.3), taip pat ji išsiskiria gaminant rūgusio pieno produktus, raugintus kopūstus, raugintus agurkus, silosą. Pieno rūgštis yra rūgštaus skonio. Ji trukdo susidaryti puvimo bakterijoms, taip pat turi konservuojančių savybių. Raumenyse susidariusi pieno rūgštis kepenyse paverčiama į ↗ glikogeną arba suardoma biologinės oksidacijos metu (↗ 7.5.2). Pieno rūgšties jonas yra vadinamas laktato jonu.

1,2,3-propantriolis $CH_2(OH)$–$CH(OH)$–$CH_2(OH)$ — glicerolis (↗ 7.3.3). Bespalvis, bekvapis, klampus skystis. Verda 290 °C temperatūroje, maišosi su vandeniu. Glicerolis susidaro hidrolizuojant (↗ 7.4.4) riebalus (↗ 7.4.3), taip pat gaunamas iš propeno (↗ 7.3.1). Glicerolis daug kam tinkamas dėl higroskopiško poveikio, t. y. jis sugeria vandenį iš oro ir taip prasiskiedžia. Esterinant (↗ 7.4.3) hidroksigrupes azoto rūgštimi, gaunamas glicerolio nitratas. Jis gali būti naudojamas kaip sprogmenys.

Sacharozė $C_{12}H_{22}O_{11}$ — cukranendrių cukrus. Disacharidas sacharozė (↗ 7.4.3) — patiekalams saldinti naudojamas cukrus. Sacharozės randama augalų vaisiuose ir nektare. Daugelis augalų organines medžiagas transportuoja ir kaupia sacharozės pavidalu; ypač daug sacharozės yra cukranendrėse ir cukriniuose runkeliuose. Gaminant medų bičių organizme, sacharozė hidroliziškai (↗ 7.4.4) suskaldoma į gliukozę ir fruktozę lygiomis dalimis.

Sidabras Ag. Stipriai blizgantis, lengvas, kalus, minkštas, iš visų metalų laidžiausias elektrai ir šilumai metalas. Jis nesioksiduoja ore, nesijungia su vandeniliu ir azotu, netirpsta druskos ir praskiestoje sieros rūgštyje. Esant net ir labai nedideliam vandenilio sulfido kiekiui, sidabro paviršius pasidengia plonu juodos spalvos sidabro sulfido Ag_2S sluoksniu.

Sidabro bromidas AgBr. Gelsvos spalvos, vandenyje netirpi kietoji medžiaga. Veikiamas šviesa, AgBr skyla į sidabrą Ag ir bromą Br_2. Apšvietus vietą, kuri padengta sidabro bromido sluoksniu, susidarantis sidabras virsta nuo pilkos iki juodos spalvos smulkiagrūdžiais milteliais. Jau pirmosiomis apšvietimo sekundėmis susidaro nedaug Ag atomų. Jie yra nepastebimi. Toliau sidabro druska skyla paspartinus tam tikrais reduktoriais (ryškalais), dėl kurių greičiau skyla tik apšviestos vietos. Taip atsiranda daugiau ar mažiau patamsintos vietos. Šiuo principu sudaromi nespalvotų nuotraukų negatyvai. Norint gauti pozityvą, negatyvas turi būti dar kartą fotografuojamas. Toliau fotografinės medžiagos fiksuojamos. Tada ištirpsta nesuskilęs sidabro bromidas, ir nufotografuotas vaizdas daugiau nebekinta. Fiksavimo metu dažniausiai susidaro kompleksiniai junginiai (fiksuojančioji druska; ↗ 4.6.5):



$$AgBr(k) + \underset{\text{Tiosulfato jonas}}{2S_2O_3^{2-}(aq)} \rightarrow [Ag(S_2O_3)_2]^{3-}(aq) + Br^-(aq).$$

Darant spalvotas nuotraukas AgBr taip pat naudojamas kaip šviesai jautri medžiaga.

Sidabro nitratas $AgNO_3$**.** Bespalviai, vandenyje labai tirpūs kristalai. Sidabro nitratas gaunamas azoto rūgštyje ištirpinus sidabrą. Ši druska naudojama visiems kitiems sidabro junginiams gauti. Sidabro nitrato tirpalas naudojamas Cl^-, Br^- ir I^- jonams atpažinti (↗ 6.4, sidabro bromidas). Veikiamas šviesos sidabro nitratas iš lėto skyla ir susidaro sidabras. Dėl šios priežasties sidabro nitrato tirpalai turi būti laikomi ruduose buteliuose. Organinės medžiagos redukuoja sidabro jonus iki sidabro, kuris gali nudažyti odą ir audinius juoda spalva. Kai drėgna, susidaro ir azoto rūgštis. Jos poveikis ėsdinantis. Kompleksiniai sidabro nitrato junginiai veikia baktericidiškai ir gydo pūlingas žaizdas bei įvairias infekcines ligas.

Siera S_8 (↗ 4.4.6). Kambario temperatūroje patvari sieros modifikacija yra bekvapė, citrinos geltonumo kietoji medžiaga, lengvai sutrinama į miltelius. 113 °C temperatūroje ji lydosi, o spalva tampa kaip medaus. Siera randama dideliuose požeminiuose telkiniuose. Čia ji išlydoma perkaitintaisiais vandens garais ir gręžiniais išpumpuojama į paviršių. Siera dega melsva liepsna. Tada susidaro sieros dioksidas. Jis toliau perdirbamas į sieros rūgštį. Daug sieros sunaudojama perdirbant kaučiuką į gumą. Juodajame parake (↗ kalio nitratas) yra maždaug 10 % sieros.

Sieros dioksidas SO_2. Bespalvės, troškinančio, aštraus kvapo, nuodingos dujos. Virimo temperatūra –10 °C. 20 °C temperatūroje 1 l vandens ištirpsta 40 l SO_2 dujų. Vandenyje ištirpęs SO_2 sudaro ↗ sulfito rūgštį. Sieros dioksidas gaunamas deginant sierą ir jos junginius (↗ 7.4.5), taip pat ore (↗ 3.1) deginant metalų sulfidus (sulfidines rūdas). Sieros dioksidas labai kenksmingas miškams.

Sieros rūgštis H_2SO_4. Gryna sieros rūgštis yra bespalvis aliejingas skystis. Tankis 1,83 g/cm^3. Verda 338 °C temperatūroje. Pramonėje daugiausia gaminama 96—98 % *koncentruota* sieros rūgštis. Sieros rūgštis yra labai stipri rūgštis. Ji nepaprastai gerai sugeria vandenį, atskelia iš junginių vandenilio ir deguonies atomus ir sudaro vandenį. Atskėlusi iš ↗ celiuliozės $(C_6H_{10}O_5)_n$ vandenį suanglėja. Koncentruota sieros rūgštis yra stiprus oksidatorius (ypač karšta). Geležis koncentruotoje sieros rūgštyje pasyvinasi (↗ azoto rūgštis), todėl gali būti transportuojama geležinėje taroje. Išlieta koncentruota sieros rūgštis negaruoja, o sugeria iš oro vandens garus, todėl jos tūris didėja. Norint iš koncentruotos H_2SO_4 gauti mažesnės koncentracijos tirpalą — rūgštis pilama į vandenį (bet ne atvirkščiai!), kadangi skiedžiant rūgštį, išsiskiria labai daug šilumos. Sieros rūgštis gaunama reaguojant vandeniui su sieros trioksidu (kietoji, bespalvė medžiaga). SO_3 gaunamas katališkai deguonimi oksiduojant ↗ sieros dioksidą. Sieros rūgštis yra nebrangi rūgštis. Jos labai daug sunaudojama chemijos pramonėje (metinė apyvarta ~160 mln tonų.) H_2SO_4 labai reikalinga laboratorijoms ir pramonei. Didelis H_2SO_4 kiekis sunaudojamas mineralinių trąšų gamybai. Dėl žmonių taršos atmosferoje atsiradusio SO_2 lietaus vandenyje randama sieros ir sulfito rūgščių. Sieros rūgšties druskas — sulfatus (↗ 4.4.3) gali sudaryti beveik visi žinomi metalai. Rūgščiąsias druskas — vandenilio sulfatus (jonas HSO_4^-) sudaro šarminiai metalai.

Silicio dioksidas SiO_2. SiO_2 yra mineralas *kvarcas.* Tai pagrindinė uolienų granito ir gneiso dalis. Uolienų kiaurymėse dažniausiai būna susidarę dideli, skaidrūs (kalnų krištolas) arba dėl priemaišų spalvoti (pavyzdžiui, ametistas) kvarco kristalai. Kvarcas yra labai kietas, chemiškai neaktyvus ir labai mažai dūlėjantis mineralas. Dūlant uolienoms susidaro kvarcinis smėlis, kuris surenkamas ir sukepamas į kvarcinius akmenis. Lydosi 1550 °C temperatūroje. Kvarcą sulydant su metalų oksidais, susidaro *silikatai,* t. y. įvairios silicio rūgšties druskos. Daugelis uolienas sudarančių mineralų yra susikristalizavę silikatai. Dažniausiai juose yra magnis, kalcis, geležis ir aliuminis. Paprasčiausias stiklas yra nesusikristalizavusių silikatų mišinys.

Silicis Si. Kristalinė silicio gardelė yra oktaedro formos ir sudaryta panašiai kaip deimanto (↗ 2.5.1-1 ir 4.4.6-1 pav.). Kristalai yra neskaidrūs, tamsiai pilkos spalvos, turi metališkąjį blizgesį, kieti, trapūs, mažai laidūs elektros srovei (puslaidininkiai). Lydosi 1410 °C temperatūroje. Silicis gaunamas redukuojant silicio dioksidą stipriu reduktoriumi. Stambiakristalis silicis kambario temperatūroje yra nereaktingas, o susmulkintas — reaktingesnis. Grynas silicis naudojamas saulės elementams, kaip puslaidininkis naudojamas radioelektronikoje, fotoelementų ir silikonų (polimerų) gamybai.

Sulfito rūgštis H_2SO_3. Vandeniniame ↗ sieros dioksido tirpale visuomet yra nedaug sulfito rūgšties. Kadangi sulfito rūgštis labai greitai skyla į H_2O ir SO_2, tai koncentruotos jos gauti neįmanoma. Ji yra vidutinio stiprumo rūgštis, t. y. stipresnė už fosforo rūgštį. H_2SO_3 turi redukcinių savybių. Ji sudaro dviejų tipų druskas: vandenilio sulfitus ir sulfitus (atitinkamai HSO_3^- ir SO_3^{2-} jonai). H_2SO_3, lėtai reaguodama su oro deguonimi, virsta ↗ sieros rūgštimi, o sulfitai — sulfatais.

Vandenilio chloridas HCl. Bespalvės, aštraus kvapo dujos. Įkvėpus gali būti pažeidžiami plaučiai. HCl dujos lengvai tirpsta vandenyje, o susidaręs tirpalas vadinamas *druskos rūgštimi*. Kadangi HCl daugiausia naudojama tirpalo pavidalu, tai tekste ir reakcijų lygtyse jis vadinamas druskos rūgštimi, o ne vandenilio chloridu. Prekybinė (standartinė) HCl koncentracija dažniausiai yra 38 %. HCl laikant atvirame inde, į orą pastoviai garuoja HCl dujos, kurios verčia kondensuotis vandens garams ir ištirpsta susidariusiuose vandens lašeliuose. Taip susidaro druskos rūgšties rūkas. Pramonėje vandenilio chloridas gaunamas chloro ir vandenilio dujas kartu tiekiant į kvarcinį degiklį. Laboratorijoje HCl dujos gaunamos iš kokio nors chlorido, pavyzdžiui, ant NH_4Cl arba NaCl užlašinus koncentruotos sieros rūgšties. Koncentruota druskos rūgštis yra labai ėsdinanti, tačiau dažnai naudojama laboratorijose ir plačiai pritaikoma įvairiose pramonės šakose. Žmogaus skrandžio rūgštyje yra 0,5 % HCl. Tokioje rūgštinėje aplinkoje žūva beveik visos bakterijos bei gerai veikia baltymus virškinantis fermentas pepsinas.

Vandenilio fluoridas HF. Grynas vandenilio fluoridas kambario temperatūroje yra bespalvės, aštraus kvapo, labai nuodingos dujos. Atšaldžius iki 19,5 °C laipsnių ir esant normaliam slėgiui, prasideda HF kondensacija. Sąlygiškai aukštą virimo temperatūrą nulemia molekulių tarpusavio sujungimas vandeniliniais ryšiais (↗ 4.6.3) į ilgas grandines ar netgi žiedus. Vandeninis HF tirpalas yra rūgštus, tačiau jame H^+ jonų yra mažai. Vandenilio fluoridui reaguojant su kvarcu SiO_2 ir silikatais, išsiskiria dujinis silicio tetrafluoridas SiF_4. Su HF galima ėsdinti stiklą: su dujiniu HF gauname matinį, su skystu HF — skaidrų ėsdinto stiklo paviršių. Vandenilio fluoridas gaunamas mineralą fluoritą CaF_2 (kalcio fluoridą) veikiant koncentruota sieros rūgštimi.

Vandenilio peroksidas H_2O_2. Junginys yra labai panašus į vandenį skystis. H_2O_2 molekulė turi peroksido grupę, t. y. tarpusavyje viengubuoju ryšiu susijungusius deguonies atomus. Kaitinamas arba veikiamas katalizatorių (pavyzdžiui, MnO_2) vandenilio peroksidas skyla į deguonį ir vandenį. Laboratorijoje vandenilio peroksidas laikomas

švariausiu oksidatoriumi, kuris kaip šalutinį produktą sudaro tik vandenį. Vaistinėse parduodamas tik vandeniu praskiestas vandenilio peroksidas. 30 % koncentracijos vandenilio peroksido tirpalas stipriai pažeidžia odą. 3 % H_2O_2 tirpalas naudojamas gamtinėms (natūralioms) medžiagoms (pavyzdžiui, plaukams) balinti.

Vandenilio sulfidas H_2S. Bespalvės, stipraus nemalonaus (supuvusio kiaušinio) kvapo dujos. 20 °C temperatūroje viename litre vandens ištirpsta 2,6 l H_2S dujų. Šios dujos yra stiprūs nuodai. Įkvėpus oro, kuriame yra nedaug H_2S, galima numirti. Tačiau nepaprastai maža H_2S koncentracija yra nemirtina. Milžiniški H_2S kiekiai yra naftoje ir gamtinėse dujose (sieros gavimas). Daug vandenilio sulfido susidaro vandens telkiniuose pūvant negyvam planktonui. Kai kur vandens telkiniai dėl didelio H_2S kiekio pasidaro kenksmingi žuvims. Laboratorijoje H_2S gaunamas dvivalentės geležies sulfidą veikiant druskos rūgštimi. Beveik visi metalų katijonai sudaro netirpius metalų sulfidus (↗ 6.4).

Vandenilis H_2. Bespalvės, bekvapės, vandenyje mažai tirpios dujos. Verda –253 °C temperatūroje. Vandenilio dujos 14 kartų lengvesnės už orą, todėl jomis pripučiami oro balionai. Jos yra greitai užsidegančios. Daug vandenilio dujų gaunama koksu (↗ grafitas) redukuojant vandens garus, skylant metanui arba kitiems angliavandeniliams, taip pat vykstant vandens elektrolizei. Laboratorijoje H_2 dujos gaunamos netauriuosius metalus veikiant rūgštimis (pavyzdžiui, cinką veikiant sieros rūgštimi). Suslėgto vandenilio dujos (200 atm) parduodamos raudonuose plieniniuose balionuose. Vandenilio molekulėje ryšys tarp vandenilio atomų labai stiprus, todėl vandenilio jungimasis su kitais elementais (hidrinimas) vyksta daugiausia aukštoje temperatūroje. Hidrinimo reakcijų katalizatoriai būna šie metalai: platina, paladis, nikelis ir geležis. Ką tik gautas vandenilis keletą sekundės dalių dar egzistuoja atomų pavidalu ir yra labai reaktingas. Ore vandenilis dega mėlyna, vos švytinčia, karšta liepsna. Deginant vandenilį gryno deguonies srovėje, gaunama iki 3000 °C temperatūra. Jos pakanka daugeliui medžiagų lydyti (metalų virinimas ir pjaustymas). Skystas vandenilis kartu su skystu deguonimi yra kaip raketinis kuras.

Vandenilio dujos perspektyvios kaip automobilių kuras ir aviacijoje energetiniu bei ekologiniu aspektu, kadangi jų degimo produktas yra tik vanduo. Labai daug vandenilio sunaudojama amoniako sintezei.

Vanduo H_2O. Bespalvis, beskonis, bekvapis skystis. Verda 100 °C temperatūroje, užšąla 0 °C temperatūroje, esant 4 °C temperatūrai vandens tankis 1 g/cm^3. Šaldomas vanduo plečiasi maždaug viena devintąja dalimi. Ledo tankis yra mažesnis negu vandens, todėl susidaręs ledas išsilaiko vandens paviršiuje. Lede vandens molekulės tarpusavyje susijungusios (↗ 4.6.3) vandeniliniais ryšiais. Grynas vanduo yra nelaidus elektrai. Vandens žemėje yra visur. Net ore virš dykumos yra vandens garų, o giluminiuose žemės sluoksniuose dažniausiai aptinkamas gruntinis vanduo. Gamtinis vanduo užterštas kietomis medžiagų dalelėmis bei įvairiomis ištirpusiomis medžiagomis. Santykinai švarus yra lietaus, sniego ir ledynų vanduo, kadangi čia įvyksta natūralus vandens distiliacijos procesas. Šaltinių ir gruntiniame vandenyje yra daug Ca^{2+}, Mg^{2+}, HCO_3^- ir SO_4^{2-} jonų, o jūros vandenyje greta šių jonų yra daug Na^+ ir Cl^- jonų. Filtruojamą ir distiliuojamą vandenį galima valyti (minkštinti) jonų mainų metodu, naudojant katijonitus ir anijonitus, taip pat praleidžiant vandenį pro polimerines membranas, laidžias tik vandens molekulėms (druskos šalinimas iš jūros vandens). Vanduo reaguoja su daugeliu medžiagų, tada suskyla jo molekulė (↗ 5.1.1, 5.1.2, 7.3.4, 7.4.4). Vandens molekulės yra geri protonų akceptoriai (↗ 5.1.1, 5.1.5). Vandenyje ištirpę jonai ir molekulės yra hidratuoti (↗ 4.6.4). Vandeniui reaguojant su stipriais reduktoriais, susidaro vandenilis. Jokie gamybos procesai negali vykti be vandens.

Vario sulfatas $CuSO_4$. Vario sulfato tirpalas susidaro, pavyzdžiui, vario oksidą CuO ištirpinus praskiestoje sieros rūgštyje. Tirpale susikristalizuoja dideli, mėlyni, permatomi $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ mėlynojo akmenėlio kristalai. Keturios iš penkių kristalizacinio vandens molekulių su vario jonu Cu^{2+} sudaro kompleksą (↗ 4.6.5), o penktoji vandens molekulė vandeniliniu ryšiu (↗ 4.6.3) yra susijungusi su sulfato jonu SO_4^{2-}. Analogišką sandarą turi ir geležies sulfato kristalhidratis $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, kur šešios vandens molekulės su Fe^+ jonu

sudaro kompleksą. Pakaitinus $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ iki 100 °C temperatūros, atskyla keturios vandens molekulės, o penktoji, kuri vandeniliniu ryšiu susijungusi su sulfato jonu, atskyla tik esant ne mažiau kaip 200 °C temperatūrai. Bevandenis vario sulfatas yra baltos spalvos. Vandeninis vario sulfato tirpalas yra rūgštus, kadangi komplekse esančios vandens molekulės turi polinkį atskelti protonus. Vario sulfato tirpalas tinka augalų apsaugai nuo įvairių kenkėjų.

Varis Cu. Rausvas, minkštas, kalus, sunkus metalas, ore pasidengęs tamsiai raudonos spalvos vienvalenčio vario oksidu. Tankis 8,9 g/cm^3, lydymosi temperatūra 1083 °C. Varis — geras elektros laidininkas, t. y. tik sidabras geriau už varį praleidžia elektros srovę. Ant ore esančio vario paviršiaus labai iš lėto susidaro apsauginis, žalias dvivalenčio vario junginių sluoksnis. Ant kaitinamo vario paviršiaus susidaro trupantis vario oksido CuO sluoksnis. Varis reaguoja tik su stipriai oksiduojančiomis rūgštimis. Azoto rūgštyje ir koncentruotoje sieros rūgštyje susidaro mėlynos spalvos Cu^{2+} jonas. Didelį vario kiekį turinčių rūdų pasitaiko labai retai. Uolienos, kuriose yra tik 0,5 % vario (daugiausiai įvairūs sulfidai), jau tinkamos perdirbti. Todėl gryną varį gauti sunku ir brangu. Grynas varis elektrolizės metu išsiskiria ant katodo, elektrolizuojant Cu^{2+} jonų turinčius tirpalus. Iš tokio vario gaminami elektros laidai. Vario yra daugelyje aukštos kokybės lydinių. Lydinys, sudarytas iš vario ir alavo, vadinamas bronza. Žalvaris — vario ir cinko lydinys. Tai — geltonos spalvos, atsparus korozijai lydinys.

Rodyklė

Periodinė elementų sistema

Legend (example cell):

- 12,0107 — Santykinė atominė masė, a. v. (* — ilgiausiai išsilaikančio izotopo atominė masė)
- 6 C — Eilės numeris; Elemento simbolis
- Anglis — Elemento pavadinimas
- [He]$2s^2 2p^2$ — Elektronų konfigūracija
- 11,26 — Jonizacijos energija, eV
- 2,5 — Elektrinis neigiamumas

Pagrindinės grupės / Šalutinės grupės

Periodai	1 (I)	2 (II)	3 (IIIA)	4 (IVA)	5 (VA)	6 (VIA)	7 (VIIA)	8 (VIIIA)	9 (VIIIA)	10 (VIIIA)	11 (IA)	12 (IIA)	13 (III)	14 (IV)	15 (V)	16 (VI)	17 (VII)	VIII 18
1	1,00794 1 H Vandenilis $1s^1$ 13,60 2,1																	4,00202 2 He Helis $1s^2$ 24,58
2	6,941 3 Li Litis [He]$2s^1$ 5,39 1,0	9,012182 4 Be Berilis [He]$2s^2$ 9,32 1,5											10,811 5 B Boras [He]$2s^2 2p^1$ 8,30 2,0	12,0107 6 C Anglis [He]$2s^2 2p^2$ 11,26 2,5	14,00674 7 N Azotas [He]$2s^2 2p^3$ 14,53 3,0	15,9994 8 O Deguonis [He]$2s^2 2p^4$ 13,62 3,5	18,9984032 9 F Fluoras [He]$2s^2 2p^5$ 17,42 4,0	20,1797 10 Ne Neonas [He]$2s^2 2p^6$ 21,56
3	22,989770 11 Na Natris [Ne]$3s^1$ 5,14 0,9	24,3050 12 Mg Magnis [Ne]$3s^2$ 7,65 1,2											26,981538 13 Al Aliuminis [Ne]$3s^2 3p^1$ 5,98 1,5	28,0855 14 Si Silicis [Ne]$3s^2 3p^2$ 8,15 1,8	30,973761 15 P Fosforas [Ne]$3s^2 3p^3$ 10,48 2,1	32,066 16 S Siera [Ne]$3s^2 3p^4$ 10,36 2,5	35,4527 17 Cl Chloras [Ne]$3s^2 3p^5$ 12,97 3,0	39,948 18 Ar Argonas [Ne]$3s^2 3p^6$ 15,76
4	39,0983 19 K Kalis [Ar]$4s^1$ 4,34 0,8	40,078 20 Ca Kalcis [Ar]$4s^2$ 6,11 1,0	44,955910 21 Sc Skandis [Ar]$3d^1 4s^2$ 6,54 1,3	47,867 22 Ti Titanas [Ar]$3d^2 4s^2$ 6,82 1,5	50,9415 23 V Vanadis [Ar]$3d^3 4s^2$ 6,74 1,6	51,9961 24 Cr Chromas [Ar]$3d^5 4s^1$ 6,77 1,6	54,938049 25 Mn Manganas [Ar]$3d^5 4s^2$ 7,44 1,5	55,845 26 Fe Geležis [Ar]$3d^6 4s^2$ 7,87 1,8	58,933200 27 Co Kobaltas [Ar]$3d^7 4s^2$ 7,86 1,8	58,6934 28 Ni Nikelis [Ar]$3d^8 4s^2$ 7,63 1,8	63,546 29 Cu Varis [Ar]$3d^{10} 4s^1$ 7,73 1,9	65,39 30 Zn Cinkas [Ar]$3d^{10} 4s^2$ 9,39 1,6	69,723 31 Ga Galis [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^1$ 6,0 1,6	72,61 32 Ge Germanis [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^2$ 7,90 1,8	74,92160 33 As Arsenas [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^3$ 9,81 2,0	78,96 34 Se Selenas [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^4$ 9,75 2,4	79,904 35 Br Bromas [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^5$ 11,81 2,8	83,80 36 Kr Kriptonas [Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^6$ 14,0
5	85,4678 37 Rb Rubidis [Kr]$5s^1$ 4,18 0,8	87,62 38 Sr Stroncis [Kr]$5s^2$ 5,69 1,0	88,90585 39 Y Itris [Kr]$4d^1 5s^2$ 6,38 1,3	91,224 40 Zr Cirkonis [Kr]$4d^2 5s^2$ 6,84 1,4	92,90638 41 Nb Niobis [Kr]$4d^4 5s^1$ 6,88 1,6	95,94 42 Mo Molibdenas [Kr]$4d^5 5s^1$ 7,10 1,8	97,9072 43 Tc Technecis [Kr]$4d^6 5s^1$ 7,28 1,9	101,07 44 Ru Rutenis [Kr]$4d^7 5s^1$ 7,37 2,2	102,90550 45 Rh Rodis [Kr]$4d^8 5s^1$ 7,46 2,2	106,42 46 Pd Paladis [Kr]$4d^{10}$ 8,34 2,2	107,8682 47 Ag Sidabras [Kr]$4d^{10} 5s^1$ 7,57 1,9	112,411 48 Cd Kadmis [Kr]$4d^{10} 5s^2$ 8,99 1,7	114,818 49 In Indis [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^1$ 5,78 1,7	118,710 50 Sn Alavas [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^2$ 7,34 1,8	121,760 51 Sb Stibis [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^3$ 8,64 1,9	127,60 52 Te Telūras [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^4$ 9,01 2,1	126,90447 53 I Jodas [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^5$ 10,45 2,5	131,29 54 Xe Ksenonas [Kr]$4d^{10} 5s^2 5p^6$ 12,13
6	132,90545 55 Cs Cezis [Xe]$6s^1$ 3,89 0,7	137,327 56 Ba Baris [Xe]$6s^2$ 5,21 0,9	138,9055 57 La Lantanas [Xe]$5d^1 6s^2$ 5,58 1,1	178,49 72 Hf Hafnis [Xe]$4f^{14} 5d^2 6s^2$ 7,0 1,3	180,9479 73 Ta Tantalas [Xe]$4f^{14} 5d^3 6s^2$ 7,89 1,5	183,84 74 W Volframas [Xe]$4f^{14} 5d^4 6s^2$ 7,98 1,7	186,207 75 Re Renis [Xe]$4f^{14} 5d^5 6s^2$ 7,88 1,9	190,23 76 Os Osmis [Xe]$4f^{14} 5d^6 6s^2$ 8,7 2,2	192,217 77 Ir Iridis [Xe]$4f^{14} 5d^7 6s^2$ 9,1 2,2	195,078 78 Pt Platina [Xe]$4f^{14} 5d^9 6s^1$ 9,0 2,2	196,96655 79 Au Auksas [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ 9,22 2,4	200,59 80 Hg Gyvsidabris [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ 10,4 1,9	204,3833 81 Tl Talis [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ 6,11 1,8	207,2 82 Pb Švinas [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$ 7,41 1,8	208,98038 83 Bi Bismutas [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$ 7,29 1,9	208,9824* 84 Po Polonis [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$ 8,42 2,0	209,9871* 85 At Astatas [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$ 9,5 2,2	222,0176* 86 Rn Radonas [Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ 10,75
7	223,0197* 87 Fr Francis [Rn]$7s^1$ 4,0 0,7	226,0254* 88 Ra Radis [Rn]$7s^2$ 5,28 0,9	227,0277* 89 Ac Aktinis [Rn]$6d^1 7s^2$ 6,9 1,1	261,1087* 104 Rf Rezerfordis [Rn]$5f^{14} 6d^2 7s^2$	262,1144* 105 Db Dubnis [Rn]$5f^{14} 6d^3 7s^2$	266,1219* 106 Sg Syborgis	264,1247* 107 Bh Boris	269,1341* 108 Hs Hasis	268,1388* 109 Mt Meitneris	273,1492* 110	272,1535* 111	277* 112		289 114				

Lantanoidai	140,116 58 Ce Ceris [Xe]$4f^2 6s^2$ 5,47 1,1	140,90765 59 Pr Prazeodimis [Xe]$4f^3 6s^2$ 5,42 1,1	144,24 60 Nd Nepdimis [Xe]$4f^4 6s^2$ 5,49 1,1	144,9127* 61 Pm Prometis [Xe]$4f^5 6s^2$ 5,55 1,1	150,36 62 Sm Samaris [Xe]$4f^6 6s^2$ 5,64 1,2	151,964 63 Eu Europis [Xe]$4f^7 6s^2$ 5,67 1,2	157,25 64 Gd Gadolinis [Xe]$4f^7 5d^1 6s^2$ 6,14 1,2	158,92534 65 Tb Terbis [Xe]$4f^9 6s^2$ 5,85 1,2	162,50 66 Dy Disprozis [Xe]$4f^{10} 6s^2$ 5,93 1,2	164,93032 67 Ho Holmis [Xe]$4f^{11} 6s^2$ 6,02 1,2	167,26 68 Er Erbis [Xe]$4f^{12} 6s^2$ 6,10 1,2	168,93421 69 Tm Tulis [Xe]$4f^{13} 6s^2$ 6,18 1,2	173,04 70 Yb Iterbis [Xe]$4f^{14} 6s^2$ 6,254 1,1	174,967 71 Lu Liutecis [Xe]$4f^{14} 5d^1 6s^2$ 5,426 1,2
Aktinoidai	232,0381 90 Th Toris [Rn]$6d^2 7s^2$ 6,95 1,3	231,03588 91 Pa Protaktinis [Rn]$5f^2 6d^1 7s^2$ 5,89 1,5	238,0289 92 U Uranas [Rn]$5f^3 6d^1 7s^2$ 6,08 1,4	237,0482* 93 Np Neptūnis [Rn]$5f^4 6d^1 7s^2$ 6,19 1,3	244,0642* 94 Pu Plutonis [Rn]$5f^6 7s^2$ 6,06 1,3	243,0614* 95 Am Americis [Rn]$5f^7 7s^2$ 5,99 1,3	247,0703* 96 Cm Kiuris [Rn]$5f^7 6d^1 7s^2$ 6,02 1,3	247,0703* 97 Bk Berklis [Rn]$5f^9 7s^2$ 6,23 1,3	251,0796* 98 Cf Kalifornis [Rn]$5f^{10} 7s^2$ 6,30 1,3	252,0830* 99 Es Einšteinis [Rn]$5f^{11} 7s^2$ 6,42 1,3	257,0951* 100 Fm Fermis [Rn]$5f^{12} 7s^2$ 6,50 1,3	258,0984* 101 Md Mendelevis [Rn]$5f^{13} 7s^2$ 6,58 1,3	259,1010* 102 No Nobelis [Rn]$5f^{14} 7s^2$ 6,65 1,3	262,1097* 103 Lr Laurencis [Rn]$5f^{14} 6d^1 7s^2$

Žinyne pateikiami neorganinės ir organinės chemijos pagrindai. Svarbiausios temos yra cheminiai ryšiai, cheminės reakcijos, cheminė pusiausvyra ir anglies junginiai. Aprašoma labai daug cheminių medžiagų.

Tai geras vadovas pagrindinės mokyklos ir gimnazijų moksleiviams. Žinynas naudingas rengiantis chemijos pamokoms, baigiamajam egzaminui bei kartojant kursą.

Grafikai ir lentelės padės lengviau suprasti temas, o rodyklė – rasti medžiagas net pagal jų formules. Pateikiama ir visam žinynui svarbi periodinė elementų sistema.


ISBN 5-430-03542-4